



*Областное государственное бюджетное
образовательное учреждение
среднего профессионального образования
«Иркутский авиационный техникум»*

УТВЕРЖДАЮ

Директор ОГБОУ СПО «ИАТ»

_____ В.Г. Семенов

**Комплект методических указаний по выполнению
практических работ по дисциплине
ОДБ.08 Химия**

образовательной программы (ОП)
по специальности СПО

151901 Технология машиностроения

базовой подготовки

Иркутск 2013

Перечень практических (лабораторных) работ

№	Название	Количество часов	СТР.
1.	Систематизация знаний о составе и строении атома элемента. Строение электронных орбиталей. Характеристика орбиталей. Определение элемента по его электронной формуле.	1	4
2.	Составление электронных структур атомов малых и больших периодов.	1	5
3.	Объяснение зависимости свойств веществ от их состава и строения. Характеристика химического элемента на основе периодического закона Д.И.Менделеева	1	7
4.	Обобщение знаний по теме: "Ионная химическая связь.Ковалентная химическая связь".	1	11
5.	Расширение круга алгебраических задач с химическим содержанием. Решение задач на массовую долю растворенного вещества.	1	17
6.	Формирование понятия бинарных соединений на примере оксидов, изучение их свойства.	1	20
7.	Формирование у учащихся представления о кислотах (составе, классификации, представителях).	1	22
8.	Закрепление знаний химических свойств оснований.	1	26
9.	Определение реакций среды растворов разных объектов (кислот, щелочей, солей, почвенного раствора, некоторых растворов и соков),	1	30
10.	Составление схем электролиза растворов и расплавов солей.	1	33
11.	Решение расчетных задач на электролиз.	1	35
12.	Систематизация знаний об основных классах неорганических соединений	1	37
13.	Закрепление умений по составлению реакций соединения, разложения, замещения и обмена.	1	39
14.	Ознакомление с явлением катализа и изучение основных особенностей каталитических реакций.	1	40
15.	Ознакомление с понятием "тепловой эффект химических реакций", классификацией химических реакций (явлений) по тепловому эффекту.	1	43
16.	Формирование понятий «степень окисления», «окислитель», «восстановитель», «окислительно – восстановительные реакции», «метод электронного баланса».	1	46
17.	Закрепление умений по составлению уравнений ОВР, протекающих в различных средах.	1	56
18.	Изучение зависимости скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, поверхности соприкосновения веществ и наличия катализатора.	1	58
19.	Совершенствование навыков проведения химического эксперимента	1	61
20.	Формирование знаний об основных свойствах неметаллов, положении их в ПСХЭ, соединениях в окружающей среде.	1	63
21.	Обобщение знаний химических свойств неметаллов и их соединений	1	66
22.	Формирование знаний учащихся об основных свойствах металлов и образуемых ими простых и сложных веществ.	1	69
23.	Обобщение знаний о свойствах металлов.	1	71
24.	Формирование понятий о теории строения А.М.Бутлерова, об изомерии, структурных формулах органических веществ.	1	75
25.	Формирование навыков составления структурных формул изомеров по их названию по международной номенклатуре.	1	78
26.	Закрепление умений составлять реакций присоединения, отщепления, замещения, изомеризации.(1	81

27.	Решение расчетных задач на нахождение состава органического соединения по продуктам реакции.(1	84
28.	Ознакомление с составом, свойствами нефти, фракционной перегонкой и областями применения нефтепродуктов.	1	87
29.	Выявление генетического родства предельных и непредельных углеводов.	1	94
30.	Нахождение практического выхода продукта реакции (решение типовых задач).	1	97
31.	Химические свойства спиртов и фенолов.	1	102
32.	Ознакомление с особенностями строения и свойствами многоатомных спиртов.	1	112
33.	Формирование представления о жирах, как биоорганических веществах.	1	116
34.	Совершенствование знаний о карбоновых кислотах и сложных эфирах.	1	122
35.	Систематизация знаний об углеводородах и их производных на основе сравнительной характеристики их свойств.	1	126
36.	Изучение химических свойств углеводов, проведение качественных реакций.	1	131
37.	Ознакомление с белками и аминокислотами на основе межпредметных связей с биологией .	1	138
38.	Ознакомление с химическими основами действия лекарственных препаратов на организм человека.	1	147

Практическая работа №1

Систематизация знаний о составе и строении атома элемента. Строение электронных орбиталей. Характеристика орбиталей. Определение элемента по его электронной формуле.

Цель работы: систематизировать знания о составе и строении атома элемента.

Основные понятия:

Квантовые числа электронов:

1. Электроны, обладающие близкими значениями энергии образуют энергетический уровень. Он содержит строго определенное число электронов – максимально.
2. Энергетические уровни подразделяются на s-, p-, d- и f- подуровни; их число равно номеру уровня.
3. Состояние каждого электрона в атоме обычно описывают с помощью четырех квантовых чисел: главного (n), орбитального (l), магнитного (m) и спинового (s). Первые три характеризуют движение электрона в пространстве, а четвертое - вокруг собственной оси.

Правило Паули

- В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.
- На одной АО могут находиться не более, чем два электрона, которые должны иметь различные спиновые квантовые числа.

Правило Хунда

- При данном значении l (т.е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.
- Если, например, в трех p-ячейках атома азота необходимо распределить три электрона, то они будут располагаться каждый в отдельной ячейке, т.е. размещаться на трех разных p-орбиталях.

Оборудование: Таблица Д. И. Менделеева, компьютер, проектор, презентация по теме.



Заполнение энергетических уровней и подуровней

Период	Число элементов в периоде	заполнение энергетических уровней и подуровней			
1	2	1s	—	—	—
2	8	2s	—	—	2p
3	8	3s	—	—	3p
4	18	4s	—	3d	4p
5	18	5s	—	4d	5p
6	32	6s	4f	5d	6p
7		7s	5f	6d	

Порядок выполнения: выполнить тест
Вариант 1

1. Чему равно число нейтронов в атоме калия: а) 20; б) 39; в) 56; г) 19.
2. У какого элемента электроны располагаются в атоме так 2, 8, 4
а) С; б) Mg; в) P; г) Si; д) Al.
3. Какая электронная формула принадлежит азоту:
а) $\dots 2S^1$; б) $\dots 2S^2P^3$; в) $\dots S^2P^1$; г) $\dots 2S^2P^2$;
4. Сколько электронов будет на втором и третьем уровне: (+12)₂?)?
а) 6 и 4; б) 3 и 7; в) 2 и 8; г) 9 и 1; д) 8 и 2.
5. Атомы, какого элемента имеют электронную формулу внешнего слоя: $\dots 4S^2P^5$
а) Вг; б) N; в) As; г) V.
6. Какая электронная формула принадлежит элементу третьего периода, который образует высший оксид RO₃:
а) (+13)₂)₈)₃; б) (+16)₂)₈)₆; в) (+8)₂)₆; г) (+23)₂)₈)₅.
7. Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?
а) числом протонов; б) числом нейтронов; в) числом электронов; г) зарядом ядра.

Вариант 2

1. Чему равно число нейтронов в атоме фтора:
а) 10; б) 9; в) 18; г) 8.
2. У какого элемента электроны располагаются в атоме так 2, 8, 3
а) С; б) Mg; в) P; г) Si; д) Al.
3. Какая электронная формула принадлежит углероду:
а) $\dots 2S^1$; б) $\dots 2S^2P^3$; в) $\dots 2S^2P^1$; г) $\dots 2S^2P^2$;
4. Сколько электронов будет на втором и третьем уровне: (+11)₂?)?
а) 8 и 1; б) 7 и 4; в) 8 и 3; г) 9 и 2; д) 6 и 5.
5. Атомы, какого элемента имеют электронную формулу внешнего слоя: $\dots 4S^2P^4$
а) Cr; б) S; в) As; г) Se.
6. Какая электронная формула принадлежит элементу третьего периода, который образует высший оксид RO₂:
а) (+12)₂)₈)₂; б) (+16)₂)₈)₆; в) (+14)₂)₈)₄; г) (+15)₂)₈)₅.
7. Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?
а) числом протонов; б) числом нейтронов; в) числом электронов; г) зарядом ядра.

Вопросы для повторения: важнейшие химические понятия: химический элемент, атом, электро, протон, нейтрон, квантовые числа.

Практическая работа №2

Составление электронных структур атомов малых и больших периодов.

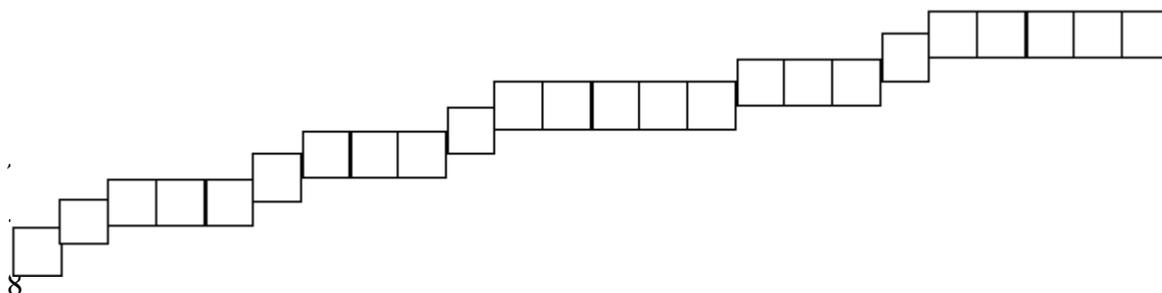
Цель: закрепить знания о составе и строении атома элемента, научиться составлять электронные структуры атомов малых и больших периодов.

Основные понятия: : важнейшие химические понятия: химический элемент, атом, электрон, протон, нейтрон, квантовые числа, период, группа. А также:

1. Химический знак элемента, его порядковый номер. Положение в периодической системе
Период Группа Подгруппа.
2. Строение атома: Число электронов $e = N_{\text{э}}$ Число протонов $p = e$ Число нейтронов $n = A_{\text{в}} - N_{\text{э}}$
3. Распределение электронов по уровням.

Порядок выполнения:

1. Э (+N_э))
2. Электронная формула: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 6p
(s – 2 электрона, p – 6 электронов, d – 10 электронов)
3. Графическая схема (энергетическая диаграмма) 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d



4. Описать свойства Элемента:

1. Металл или неметалл
2. Возможные степени окисления
3. Формулы и характер высшего оксида
4. Формула и характер высшего основания, кислоты
5. Формула газообразного водородного соединения
6. Сравнение элемента с «соседями» по периоду и группе

Задание № 1. К какому элементу относится электронная формула? Объясните.

Вариант 1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Вариант 2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Вариант 3: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

Вариант 4: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

Вариант 5: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$

Вариант 6: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

Вариант 7: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

Вариант 8: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

Задание № 2. Какова должна быть формула высшего оксида элемента с порядковым номером:

Вариант 1: № 19

Вариант 2: № 6
Вариант 3: № 16
Вариант 4: № 56
Вариант 5: № 20
Вариант 6: № 15

Вариант 7: № 12

Вариант 8: № 11

Какими свойствами обладает этот оксид? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Задание № 3. Какими свойствами должен обладать элемент с порядковым номером:

Вариант 1: № 34

Вариант 2: № 31

Вариант 3: № 38

Вариант 4: № 37

Вариант 5: № 35

Вариант 6: № 33

Вариант 7: № 32

Вариант 8: № 48

Практическая работа №3

Объяснение зависимости свойств веществ от их состава и строения.

Характеристика химического элемента на основе периодического закона

Д.И.Менделеева .

Цель: характеризовать элементы по положению в периодической системе, объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения

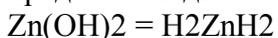
Основные понятия: важнейшие химические понятия: химический элемент, атом, электрон, протон, нейтрон, квантовые числа, период, группа.

Характеризуя химический элемент, будем придерживаться следующего плана:

1. Положение элемента в Периодической системе и строение его атомов.
2. Характер простого вещества (металл, неметалл, переходный металл).
3. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по подгруппе элементами.
4. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.
5. Состав высшего оксида, его характер (основной, кислотный, амфотерный).
6. Состав высшего гидроксида, его характер (кислота, основание, амфотерный гидроксид).
7. Состав летучего водородного соединения (для неметаллов).

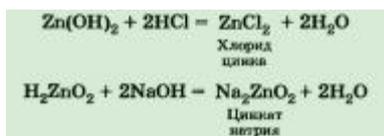
В приведенном плане для вас незнакомыми являются следующие химические понятия: переходные металлы, амфотерные оксиды, гидроксиды. Их смысл будет раскрыт в следующем параграфе. Пока же рассмотрим характеристику какого-либо металла и неметалла.

Таким образом, гидроксиду цинка присуще амфотерное поведение: он может реагировать с кислотами как основание и со щелочами как кислота. Соответственно его формулу можно представить двойко:



Основание Кислота

Тогда уравнения реакций гидроксида цинка с кислотой и со щелочью можно записать так:



В обоих случаях образуется растворимая **соль**.

Аналогично гидроксиду и оксид цинка проявляет амфотерный характер — образует соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями.

В первой реакции оксид цинка ведет себя как основной оксид, а во второй реакции выступает в роли кислотного оксида — образует соль, в которой цинк входит в состав кислотного остатка.

Амфотерными являются оксиды и гидроксиды многих элементов, например бериллия, алюминия, свинца, хрома.

Если химический элемент-металл проявляет несколько степеней окисления, то его оксид и гидроксид с низшей степенью окисления будут проявлять основные свойства, с высшей — кислотные, а с промежуточной — амфотерные. Например, для хрома



Амфотерные оксиды и гидроксиды образуют чаще всего те элементы, которые составляют побочные подгруппы Периодической системы (таблицы) Д. И. Менделеева. Эти элементы называют переходными элементами или переходными металлами.

1. Амфотерные оксиды и гидроксиды.
2. Переходные элементы, или переходные металлы.
3. Зависимость химических свойств оксидов и гидроксидов элементов побочных подгрупп таблицы Д. И. Менделеева от степеней окисления их **атомов**.

Почему для получения амфотерного гидроксида из раствора соли переходного элемента раствор щелочи к ней приливают по каплям?

Запишите уравнения реакций для следующих превращений:

Бериллий → Оксид бериллия

Сульфат бериллия Бериллат калия Нитрат бериллия

Гидроксид бериллия

Первую реакцию рассмотрите с позиций окисления-восстановления.

Приведите по два молекулярных уравнения реакций, соответствующих сокращенным ионным уравнениям:



Докажите, что амфотерность подтверждает относительный характер деления элементов на металлы и неметаллы.

Порядок выполнения:

Охарактеризуйте по плану следующие элементы:

Вариант 1: Li, B, Cu

Вариант 2: Na, Cl, Ni

Вариант 3: Mg, Zn, Ne

Вариант 4: Al, F, Ar

Вариант 5: C, Mn, Si

Вариант 6: Ar, Fe, P

Вариант 7: Ti, Co, As

Вариант 8: V, N, Br

Тест

1. Какая электронная формула принадлежит:

1-й вариант - титану, ванадию;

2-й вариант - марганцу, кобальту.

- а) ...4S²
- б) ...3S²P⁶d²4S²;
- в) ...3S²P⁶d³4S²;
- г) ...3S²P⁶d⁵4S²;
- д) ...3S²P⁶d⁴4S²;
- е) ...3S²P⁶d⁷4S²;

2. Какие элементы относятся к:

1-й вариант P-элементам.

2-й вариант d-элементам.

- а) Se; б) Sc; в) Rb; г) Pb; д) Ag; е) Mg; ж) Ba.

3. Какие электронные формулы принадлежат:

1-й вариант 5 группе.

2-й вариант 3 группе.

- а) ...3S²P⁶d¹⁰4S²P³;
- б) ... 3S²P¹;
- в) ...3S²P⁶4S²P¹;
- г) ... 2S²P³;

4. Какая электронная формула:

1-й вариант- 3S²P⁴;

2-й вариант - 2S²P².

принадлежит элементу, который проявляет высшую степень окисления в гидроксиде –

- а) R(OH)₂, б) H₂RO₃, в) R(OH)₆, г) H₂RO₄

5. Какая электронная формула принадлежит элементу, который образует высший оксид:

1-й вариант - R₂O₇

2-й вариант - RO₂

- а) 3S¹;
- б) 3S²P⁶d⁵4S²;
- в) 2S²P⁶3S²P²;
- г) 3S²P⁵;
- д) 3S²P⁶d²4S²;

Тест

Вариант 1

1. Чему равно число нейтронов в атоме калия: а) 20; б) 39; в) 56; г) 19.
2. У какого элемента электроны располагаются в атоме так 2, 8, 4
а) С; б) Mg; в) P; г) Si; д) Al.
5. Какая электронная формула принадлежит азоту:
а) $2S^1$; б) $2S^2P^3$; в) S^2P^1 ; г) $2S^2P^2$
6. Сколько электронов будет на втором и третьем уровне: $(+12)_2$?)?
а) 6 и 4; б) 3 и 7; в) 2 и 8; г) 9 и 1; д) 8 и 2.
5. Атомы, какого элемента имеют электронную формулу внешнего слоя: $4S^2P^5$
а) Вг; б) N; в) As; г) V.
6. Какая электронная формула принадлежит элементу третьего периода, который образует высший оксид RO_3 :
а) $(+13)_2)_8)_3$; б) $(+16)_2)_8)_6$; в) $(+8)_2)_6$; г) $(+23)_2)_8)_8)_5$.
7. Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?
а) числом протонов; б) числом нейтронов; в) числом электронов; г) зарядом ядра.

Вариант 2

1. Чему равно число нейтронов в атоме фтора:
а) 10; б) 9; в) 18; г) 8.
2. У какого элемента электроны располагаются в атоме так 2, 8, 3
а) С; б) Mg; в) P; г) Si; д) Al.
5. Какая электронная формула принадлежит углероду:
а) $2S^1$; б) $2S^2P^3$; в) $2S^2P^1$; г) $2S^2P^2$;
6. Сколько электронов будет на втором и третьем уровне: $(+11)_2$?)?
а) 8 и 1; б) 7 и 4; в) 8 и 3; г) 9 и 2; д) 6 и 5.
5. Атомы, какого элемента имеют электронную формулу внешнего слоя: $4S^2P^4$
а) Cr; б) S; в) As; г) Se.
6. Какая электронная формула принадлежит элементу третьего периода, который образует высший оксид RO_2 :
а) $(+12)_2)_8)_2$; б) $(+16)_2)_8)_6$; в) $(+14)_2)_8)_4$; г) $(+15)_2)_8)_5$.
7. Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?

а) числом протонов; б) числом нейтронов; в) числом электронов; г) зарядом ядра.

Практическая работа №4

Обобщение знаний по теме: "Ионная химическая связь. Ковалентная химическая связь".

Цель: Обобщить, систематизировать знания по теме; создать на уроке атмосферу поиска и сотрудничества, дать каждому ученику возможность достичь успеха.

Основные понятия: **Химическая связь** - это взаимное сцепление атомов в молекуле и кристаллической решётке в результате действия между атомами электрических сил притяжения. Валентность элементов главных подгрупп Периодической системы зависит от числа электронов, находящихся на внешнем электронном слое. Поэтому эти внешние электроны принято называть валентными. Для элементов побочных подгрупп в качестве валентных электронов могут выступать как электроны внешнего слоя, так и электроны внутренних подуровней. Различают три основных типа химической связи: ковалентную, ионную, металлическую. В таблице 1. приведены основные отличительные признаки различных типов химической связи.

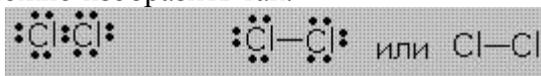
Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов. Она может быть образована атомами одного и того же элемента и тогда она неполярная. Такая ковалентная связь существует в молекулах одноэлементных газов H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 и др. Ковалентная связь может быть образована атомами разных элементов, сходных по химическому характеру, и тогда она полярная. Такая ковалентная связь существует в молекулах H_2O , NF_3 , CO_2 . Более электроотрицательные элементы будут оттягивать общие электроны от элементов менее электроотрицательных. Полярные ковалентные связи образуются между атомами с разной электроотрицательностью.

F O N Cl Br S C P Si I As H

уменьшение электроотрицательности \rightarrow

Для наглядного изображения ковалентной связи в химических формулах используются точки (каждая точка отвечает валентному электрону, а также черта отвечает общей электронной паре).

Связи в молекуле Cl_2 можно изобразить так:



Такие записи формул равнозначны. Ковалентные связи обладают пространственной направленностью. В результате ковалентного связывания атомов образуются либо молекулы, либо атомные кристаллические решётки со строго определенным геометрическим расположением атомов. Каждому веществу соответствует своя структура.

Ионной связью называется химически связанное состояние атомов, при котором устойчивое электронное окружение достигается путём полного перехода общей электронной плотности к атому более электроотрицательного элемента. На практике полный переход электрона от одного атома к другому атому-партнеру по связи не реализуется, поскольку каждый элемент имеет большую или меньшую, но не нулевую, электроотрицательность, и любая связь будет в некоторой степени ковалентной.

Таб.1. Типы химической связи и их основные отличительные признаки

Химичес-	Связываемые	Процесс	в	Образую-щиеся	Кристаллическая	Характер	Пример
----------	-------------	---------	---	---------------	-----------------	----------	--------

кая связь	атомы	электронной оболочке	частицы	решетка	вещества	
Ионная	Атом металла и атом неметалла	Переход валентных электронов	Положительные и отрицательные ионы	Ионная	Солеобразный	NaCl CaO NaOH
Ковалентная	Атомы неметаллов (реже-атомы металлов)	Образование общих электронных пар, заполнение молекулярных орбиталей	Молекулы	Молекулярная	Летучий или нелетучий	Br ₂ CO ₂ C ₆ H ₆
			-----	Атомная	Алмазоподобный	Алмаз Si SiC
Металлическая	Атомы металлов	Отдача валентных электронов	Положительные ионы и электрон-ный газ	Металлическая	Металлическая	Металлы и сплавы

Порядок выполнения:

Учащиеся делятся на 4 группы, каждая группа получает свое задание на карточках, работает с учебниками. Заполняют свою часть табл.2

Диагностика по видам ХС.

Таб.2

Признаки сравнения	Вид химической связи				
	ионная	ковалентная		металлическая	водородная
		полярная	неполярная		
1. Природа химических элементов					
2. Способ образования химической связи					
3. Механизм образования связи(схема)					
4. Структурные элементы кристаллической решетки					
5. Тип кристаллической решетки					
6. Физические свойства веществ					
7. Примеры веществ					

I. Изучите и объясните партнеру:

Карточка 1.

Тема: Ковалентная неполярная связь. Свойства веществ с ковалентной неполярной связью. Молекулярная и атомная кристаллические решетки.

I. Изучите и объясните партнеру:

1. Признаки ковалентной неполярной связи:

характер химических элементов – ковалентную неполярную связь образуют атомы неметаллов с одинаковой электроотрицательностью.
механизм образования связи: каждый атом неметалла отдает в общее

пользование другому атому свои наружные неспаренные электроны: общая электронная плотность в равной мере принадлежит обоим атомам.

2. Примеры образования ковалентной неполярной связи: водород, фтор, кислород, азот.
3. Свойства веществ с ковалентной неполярной связью:
 - При обычных условиях вещества газообразные (водород, кислород), жидкие (бром), твердые (йод, фосфор).
 - Большинство веществ сильнолетучие, т.е. имеют очень низкие температуры плавления и кипения.
 - Растворы и расплавы веществ электрического тока не проводят.

Почему?

Если в молекулах простых веществ ковалентная неполярная связь, то между молекулами действуют очень слабые межмолекулярные силы. Это приводит к образованию сильнолетучих веществ с молекулярной кристаллической решеткой. В твердом виде в узлах кристаллической решетки вещества находятся неполярные молекулы, электроны, осуществляющие ковалентную неполярную связь, по кристаллу не перемещаются. Такое строение является причиной общих свойств: вещества с молекулярной кристаллической решеткой электрического тока не проводят.

Рассмотрим образование химической связи в алмазе (см. модель кристаллической решетки алмаза). Алмаз самое твердое и тугоплавкое вещество. Следовательно, в узлах кристаллической решетки алмаза находятся не молекулы, а атомы углерода, связанные посредством ковалентной неполярной связи. Кристаллы алмаза имеют атомную кристаллическую решетку.

Кристаллы с атомной кристаллической решеткой образуют также кремний, германий, бор.

II. Рассмотрите на рисунке или моделях кристаллические решетки иода и алмаза.

III. Познакомьтесь с образцами веществ, имеющих ковалентную неполярную связь.

Вопросы и задания для самоконтроля.

1. Какие элементы образуют ковалентную неполярную связь?
2. Каков механизм образования ковалентной неполярной связи?
3. Какими свойствами обладают вещества с молекулярными кристаллическими решетками? Почему?
4. Какими свойствами обладают вещества с атомными кристаллическими решетками? Почему?
5. Составьте химические формулы веществ: азота, хлорида натрия, бромоводорода, хлора, сероводорода, фторида калия. В молекулах каких из этих веществ имеется ковалентная неполярная связь? Изобразите электронную и структурные формулы молекул этих веществ.

Карточка 2.

Тема: Ковалентная полярная связь. Свойства веществ с ковалентной полярной связью. Молекулярная и атомная кристаллические решетки.

I. Изучите и объясните партнеру:

1. Признаки ковалентной полярной связи:

характер химических элементов – ковалентную полярную связь образуют атомы неметаллов с разной электроотрицательностью.
механизм образования связи: каждый атом неметалла отдает в общее пользование другому атому свои наружные неспаренные электроны: общая электронная пара смещена к более электроотрицательному атому.

2. Примеры образования ковалентной неполярной связи: вода, аммиак, хлороводород.

3. Свойства веществ с ковалентной полярной связью:

- При обычных условиях вещества газообразные, жидкие, твердые.
- Большинство веществ имеют относительно низкие температуры плавления и кипения.
- Растворы многих веществ проводят электрический ток. **Почему?**

Если в молекулах простых веществ ковалентная полярная связь, то молекулы притягиваются друг к другу своими противоположно заряженными полюсами, но с меньшей силой, чем ионы. Это приводит к образованию молекулярной кристаллической решетки, в узлах которой находятся полярные молекулы. Поскольку межмолекулярные силы не велики (по сравнению с силами между ионами), то вещества с молекулярной кристаллической решеткой летучи, т.е. имеют довольно низкие температуры плавления и кипения.

II. Рассмотрите на рисунке или моделях кристаллическую решетку твердой воды, объясните партнеру ее строение.

III. Познакомьтесь с образцами веществ, имеющих ковалентную полярную связь, предскажите их физические свойства, сверьте свои предположения со справочным материалом.

Вопросы и задания для самоконтроля.

1. Какие элементы образуют ковалентную полярную связь?
2. Каков механизм образования ковалентной полярной связи?
3. Какими свойствами обладают вещества с ковалентными полярными связями. Почему?
4. Какие вещества, образцы которых выставлены на столе, имеют ковалентную полярную связь?
5. Карборунд (карбид кремния SiC) – один из самых твердых и термостойких минералов. Его используют как огнеупорный и абразивный материал. Какой вид химической связи и тип кристаллической решетки в этом веществе? Изобразите схематически фрагмент кристаллической решетки карборунда.

Карточка 3.

1. **Признаки ионной связи:** характер химических элементов – ионную связь образуют атомы типичных металлов и атомы типичных неметаллов, резко отличающиеся друг от друга по электроотрицательности.

механизм образования связи: атом металла отдает наружные электроны, превращаясь в катионы; атомы неметаллов присоединяют электроны, превращаясь в анионы. Образовавшиеся ионы взаимодействуют электростатически. Примеры образования ионной связи: хлорид натрия, фторид кальция.

2. Свойства веществ с ионной связью:

- При обычных условиях вещества твердые.
- Большинство веществ имеют высокие температуры плавления и кипения.
- Растворы многих веществ проводят электрический ток. **Почему?**

Если связь ионная, то в узлах кристаллической решетки находятся противоположно заряженные ионы, между которыми во всех направлениях действуют значительные электростатические силы. Они обуславливают образование твердых, нелетучих веществ, имеющих ионную кристаллическую решетку.

Вопросы и задания для самоконтроля.

1. Какие элементы образуют ионную связь?
2. Каков механизм образования ионной связи?
3. Какими свойствами обладают вещества с ионной связью? Почему?
4. Какие вещества, образцы которых выставлены на столе, имеют ионную связь? Каково их агрегатное состояние?
5. Соединения NaCl, AlP, MgS кристаллизуются в кристаллические решетки с почти одинаковыми расстояниями между катионами и анионами. Какое из этих соединений имеет самую высокую температуру плавления? Почему?

Карточка 4.

I. Изучите и объясните партнеру:

1. **Признаки металлической связи:**

характер химических элементов – металлическую связь образуют атомы металлов. механизм образования связи: атом металла отдает наружные электроны, превращаясь в катионы; ионы металлов не в состоянии связать электроны из-за огромной скорости их движения. Поэтому электроны, движущиеся в металле, являются общими для всех ионов металлов. Металлическая связь, следовательно, осуществляется при помощи металлов и общих для них электронов, т. е. за счет электростатических сил.

2. Свойства веществ с металлической связью:

- высокая, электрическая проводимость, уменьшается с повышением температуры металла.
- высокая теплопроводность;
- пластичность, ковкость;
- характерный «металлический» блеск;
- широкие пределы изменения плотности, прочности, твердости, температуры плавления.
- **Почему?**

Кристаллическая решетка, в узлах которой находятся положительно заряженные ионы металла, связываемые относительно свободными электронами, движущимися по всему объему кристалла, называется металлической.

Для металлов характерны кристаллические решетки с плотной упаковкой ионов в узлах. Прочность металлической связи и плотность упаковки обуславливают прочность, твердость, относительно высокие температуры плавления.

То, что металлы хорошо проводят электрический ток, объясняется присутствием в них свободных электронов. С повышением температуры усиливаются колебания ионов, находящихся в узлах кристаллической решетки металла, что затрудняет направленное движение электронов и тем самым приводит к уменьшению электрической проводимости металла.

Теплопроводность металлов обуславливается как высокой подвижностью свободных электронов, так и колебательным движением ионов.

Кристаллы с металлической связью пластичны; в этом случае при деформации кристалла возможно смещение ионов без нарушения связи.

«Блуждающие» электроны в металле – причина «металлического блеска».

Вопросы и задания для самоконтроля.

1. Что такое металлическая связь? Для каких веществ она характерна?
2. Что такое металлическая кристаллическая решетка?
3. Какими физическими свойствами обладают металлы и сплавы?
4. Объясните на основе представлений о сущности металлической связи такие физические свойства металлов, как:
 - а) высокая, электрическая проводимость, уменьшается с повышением температуры металла.
 - б) высокая теплопроводность;
 - в) пластичность, ковкость;
 - г) характерный «металлический» блеск;

После того, как учащиеся отработали содержание всех карточек, заслушивается сообщение и проводится фронтальная беседа.

Вопросы для фронтальной беседы:

1. Что такое химическая связь? Какова ее природа?
2. По каким признакам характеризуются различные виды химической связи?
3. Пользуясь учебником (схема 3 стр. 23), назовите признаки всех указанных видов химической связи.
4. Пользуясь учебником (схема 4 стр. 34), назовите частицы, находящиеся в узлах кристаллических решеток.
5. Какую кристаллическую решетку имеет вещество, обладающее следующими свойствами: очень твердое, тугоплавкое, нерастворимое в воде, но проводящее электрический ток в расплавленном виде? К какому классу может принадлежать это вещество?

6. Почему пластинки из кремния при сильном ударе разлетаются на куски, а из олова или свинца только деформируются?. В каком случае происходит разрушение химической связи?

Практическая работа №5

Расширение круга алгебраических задач с химическим содержанием.

Решение задач на массовую долю растворенного вещества.

Цель работы: Существенно расширить круг алгебраических задач с химическим содержанием; показать возможность решения химической задачи алгебраическим способом; научить делать осознанный выбор способа и метода решения задач на уроке химии; показать наличие межпредметных связей в области химии и математики.

Основные понятия:

Количественный состав раствора выражается его концентрацией, которая имеет разные формы выражения. Чаще всего используют массовую концентрацию или массовую долю растворённого вещества. Вспомним математическую формулу для выражения массовой доли растворённого вещества.

1. Массовая доля растворённого вещества обозначается – W р.в.
2. Массовая доля растворённого вещества – это отношение массы растворённого вещества к массе раствора: W (р.в.) = m (р.в.)/ m (р-ра) x 100%.
3. Масса раствора складывается из массы растворённого вещества и массы растворителя: m (р-ра) = m (р.в.) + m (р-ля)
4. Формула для массовой доли растворённого вещества будет выглядеть следующим образом: W (р.в.) = m (р.в.)/ m (р.в.) + m (р-ля) x 100%
5. Преобразуем данную формулу и выразим массу растворённого вещества и массу раствора: m (р.в.) = w (р.в.) x m (р-ра)/100%, m (р-ра) = m (р.в.)/ w (р.в.) x 100%

АЛГОРИТМ РЕШЕНИЯ:

- 1. Ввести буквенные обозначения для масс растворов.
- 2. Вычислить массы растворённых веществ в первом, втором растворе и смеси.
- 3. Составить систему уравнений и решить её.
- 4. Записать ответ.

Задача. Сколько грамм йода и спирта нужно взять для приготовления 500 грамм 5%-ной йодной настойки?

ДАНО:	РЕШЕНИЕ:
M (р-ра)=500 г.	W (р.в.)= m (р.в.)/ m (р-ра)
W	W (р.в.)= m (I ₂)/ m (наст.)

(р.в.)=5%=0,05	
НАЙТИ:	$m(I_2)=W(\text{р.в.}) \times m(\text{наст.})$
$m(I_2)=?$	$m(I_2)=0,05 \times 500 \text{ г.}=25 \text{ г.}$
$m(\text{спирта})=?$	$m(\text{р-ра})=m(I_2)+m(\text{спирта})$
	$m(\text{спирта})=m(\text{р-ра})-m(I_2)$
	$m(\text{спирта})=500 \text{ г.}-25\text{г.}=475$ г.

ОТВЕТ: $m(I_2)=25 \text{ г.}$, $m(\text{спирта})=475 \text{ г.}$

Задача. Смешаны 100 грамм раствора с массовой долей некоторого вещества 20% и 50 грамм раствора с массовой долей этого вещества 32%. Вычислите массовую долю растворённого вещества во вновь полученном растворе.

Решить эту задачу, используя правило смешения.

Запишем условие задачи в таблицу:

	1 раствор	2 раствор	3 раствор
Масса раствора	$m_1=100$ г.	$m_2=50 \text{ г.}$	$m_3=m_1+$ m_2
Массовая доля растворённого вещества %	$W_1=0,2$	$W_2=0,32$	W_3
Масса растворённого в-ва в растворе	m_1W_1	m_2W_2	m_3W_3

Решим задачу, используя правило смешения:

- $m_1w_1+m_2w_2=m_3w_3$
- $m_1w_1+m_2w_2=(m_1+m_2)w_3$
- $m_1w_1+m_2w_2=m_1w_3+m_2w_3$
- $m_1w_1-m_1w_3=m_2w_2-m_2w_3$
- $m_1(w_1-w_3)=m_2(w_3-w_2)$
- $m_1/m_2=(w_3-w_2)/(w_1-w_3)$

ВЫВОД.

Отношение массы первого раствора к массе второго равно отношению разности массовых долей смеси и второго раствора к разности массовых долей первого раствора и смеси:

$$\underline{m_1/m_2=(w_3-w_2)/(w_1-w_3)}$$

- $100:50=(w_3-0,32):(0,2-w_3)$
- $100(0,2-w_3)=50(w_3-0,32)$

- $20 - 100w_3 = 50w_3 - 16$
- $20 + 16 = 50w_3 + 100w_3$
- $36 = 150w_3$
- $W_3 = 0,24$

ОТВЕТ: массовая доля растворённого вещества во вновь полученном растворе составляет 24%.

Задачу решить, используя алгебраические преобразования:

РЕШЕНИЕ.

1. Найдём массу растворённого вещества в каждом из растворов:

20% от 100 г 32% от 50 г

$0,2 \times 100 = 20(\text{г})$ $0,32 \times 50 = 16(\text{г})$

2. Найдём массу растворённого вещества в смеси:

$20 + 16 = 36(\text{г})$

3. Найдём массу раствора:

$100 + 50 = 150(\text{г})$

4. Пусть концентрация полученного раствора составляет $x\%$, тогда масса растворённого вещества в смеси:

$X\%$ от 150 г

$0,01X \times 150 = 1,5X$

5. Составим уравнение и решим его:

$1,5X = 36$

$X = 36 : 1,5$

$X = 24$

ОТВЕТ: концентрация полученного раствора составляет 24%.

В курсе химии встречаются задачи, решение которых можно осуществить только методом систем уравнений

Задача: Смешали 30%-ный раствор соляной кислоты с 10%-ным раствором этой же кислоты и получили 600 грамм 15%-ного раствора.

Сколько грамм каждого раствора было взято?

ДАНО:

- $W_1 = 30\% = 0,3$
- $W_2 = 10\% = 0,1$
- $W_3 = 15\% = 0,15$
- $m_3(\text{р-ра}) = 600 \text{ г.}$

НАЙТИ:

• $m_1(\text{р-ра}) = ?$

• $m_2(\text{р-ра}) = ?$

РЕШЕНИЕ:

Ввести обозначения:

• пусть $m_1(\text{р-ра}) - X \text{ г.}$, а $m_2(\text{р-ра}) - Y \text{ г.}$, тогда:

• $m_3(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + m_2(\text{р-ра}) = X + Y$.

Рассчитаем массы растворённых в-в:

- $m_1 = 0,3X$,
- $m_2 = 0,1Y$,
- $m_3 = 600 \text{ г.}$ х $0,15 = 90 \text{ г.}$

Составим систему уравнений:

$$\begin{cases} X+Y=600 \\ 0,3X+0,1Y=90 \end{cases}$$
$$\begin{cases} X=600-Y \\ 0,3(600-Y)+0,1Y=90 \end{cases}$$

Решим подчёркнутое уравнение:

$$180-0,3Y+0,1Y=90$$

$$180-0,2Y=90$$

$$180-90=0,2Y$$

$$90=0,2Y$$

$$Y=450$$

- если $Y=450$ г., то $X=600$ г.- 450 г.= 150 г.

ОТВЕТ:

- масса 1 р-ра= 150 г.
- масса 2 р-ра= 450 г.

Решить эту же задачу методом смешения. Какой ответ у вас получился?
(Ответы сходятся).

ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ.

ЗАДАЧА.

- В каких массовых надо смешать 20%-ный и 5%-ный растворы одного вещества, чтобы получить 10%-ный раствор?

Практическая работа №6

Формирование понятия бинарных соединений на примере оксидов, изучение их свойства.

Цель работы: Сформировать у обучающихся понятие бинарных соединений на примере оксидов, изучить их свойства.

Основные понятия:

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород. **Основными** называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами. Основным оксидам соответствуют основания. **Кислотными** называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами. Оксиды, гидратные соединения которых проявляют свойства как кислот, так и оснований, называются **амфотерными**.

Порядок выполнения:

Вариант №1.

1. Напишите уравнения реакций между оксидом бария со следующими веществами:

а) водой; б) оксидом углерода (IV), в) азотной кислотой, г) соляной кислотой.

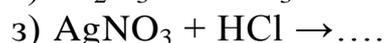
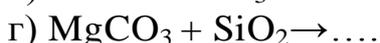
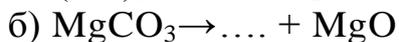
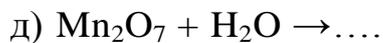
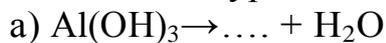
2. Напишите уравнения реакций между оксидом серы (VI) со следующими веществами:

а) водой; б) оксидом лития, в) оксидом алюминия, г) гидроксидом натрия.

3. Какие из перечисленных ниже оксидов могут реагировать с водой:

а) оксид меди (II), б) оксид фосфора (V), в) оксид калия, г) оксид кальция, д) оксид серебра (I).

4. Напишите уравнения возможных реакций.



5. Решите задачи:

1. В воде массой 120 г растворили при нагревании 5 г оксида фосфора (V). Рассчитайте массовую долю ортофосфорной кислоты в полученном растворе.

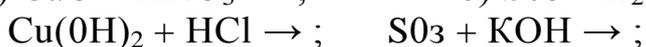
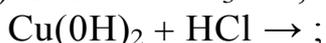
2. Смесь серы и фосфора (массовая доля фосфора в смеси 62%) сожгли в кислороде. Масса исходной смеси составляла 40 г. Рассчитайте массу оксидов, полученных в результате реакций.

Вариант №2.

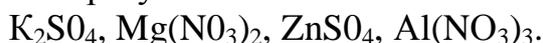
1 Какие оксиды при взаимодействии с соляной кислотой превращаются в следующие соли:

CaCl_2 , HgCl_2 , FeCl_3 ? Напишите уравнения этих реакций.

2. Составьте формулы продуктов реакций, назовите их, расставьте коэффициенты:



3 Напишите уравнения реакций взаимодействия оксидов, в результате которых образуются соли:



4. Составьте уравнения реакций получения нитрата меди (II), хлорида кальция и сульфата цинка при взаимодействии оксидов с кислотами.

Решите задачи:

1. Определите массовую долю гидроксида бария в растворе, полученном при смешивании воды массой 50 г и оксида бария массой 1,2 г.

2. При горении цинка на воздухе образуется белый порошок оксида цинка, а при горении порошка серы - сернистый газ (оксид серы (IV)). Напишите уравнения реакций.

Вариант №3.

1. Какие оксиды называют кислотными? основными? Приведите уравнения реакций кислотных и основных оксидов с водой.
2. Из приведенного ниже перечня выпишите формулы оксидов: а) кислотных; б) основных; в) несолеобразующих. Формулы оксидов: Na_2O , P_2O_5 , CO_2 , CO , SO_3 , CrO , Cu_2O , SiO_2 , N_2O , Mn_2O_7 . Какие из них реагируют с водой? Напишите уравнения реакций.
3. Как получают негашеную известь? Какое применение она находит?
4. Карбонат марганца (II) разлагается при нагревании на оксид марганца (II) и углекислый газ. Напишите уравнение реакции.

Решите задачи:

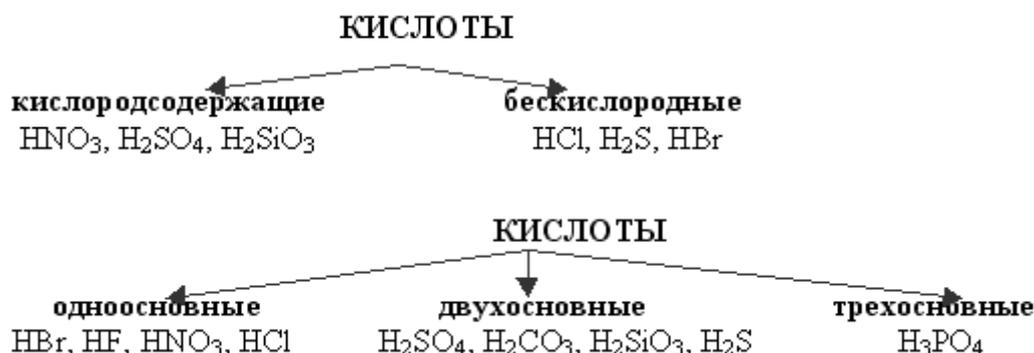
1. При прокаливании сульфата железа (III) получают оксид железа(III) и газ, который при взаимодействии с водой образует серную кислоту. Напишите уравнения реакций.
2. Рассчитайте массу вольфрама, который можно получить восстановлением водородом при высокой температуре оксида вольфрама (VI) массой 34,8 г.

Практическая работа №7

Формирование у учащихся представления о кислотах (составе, классификации, представителях).

Цель работы: сформировать у учащихся представление о кислотах (составе, классификации, представителях), продолжить работу по развитию умения составления формул химических соединений, химических свойствах кислот.

Основные понятия: Кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные по наличию кислорода; на одноосновные, двухосновные и трехосновные по количеству атомов водорода.



Химические свойства.

Кислородсодержащие	Бескислородные
1.Изменяют окраску индикаторов	
лакмус-красный, метилоранж-красный (только для растворимых кислот)	
2.Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода	
$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca} = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	$2\text{HCl} + \text{Ca} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
2.Взаимодействие с основными оксидами	
$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

3. Взаимодействие с основаниями	
$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + 2H_2O$	$2HCl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O$
4. Взаимодействие с амфотерными оксидами	
$H_2SO_4 + ZnO = ZnSO_4 + H_2O$	$2HCl + ZnO = ZnCl_2 + H_2O$
5. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество	
$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$	$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$
6. При нагревании	
Слабые кислоты легко разлагаются $H_2SiO_3 = H_2O + SiO_2$	$H_2S = H_2 + S$

Порядок выполнения:

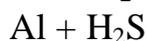
1 вариант

№1. Распределите химические формулы кислот в таблицу. Дайте им названия: LiOH, Mn₂O₇, CaO, Na₃PO₄, H₂S, MnO, Fe(OH)₃, Cr₂O₃, HI, HClO₄, HBr, CaCl₂, Na₂O, HCl, H₂SO₄, HNO₃, HMnO₄, Ca(OH)₂, SiO₂, H₂SO₃, Zn(OH)₂, H₃PO₄, HF, HNO₂, H₂CO₃, N₂O, NaNO₃, H₂S, H₂SiO₃

Кислоты						
Бескислородные	Кислородсодержащие	растворимые	нерастворимые	одноосновные	двухосновные	трёхосновные

2. Сколько граммов оксида кальция можно растворить в 126 граммах 10% -ного раствора азотной кислоты?

3. Составьте уравнения реакций:



Назовите продукты реакции.

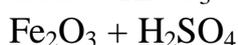
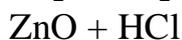
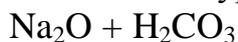
2 вариант

1. Распределите химические формулы кислот в таблицу. Дайте им названия: LiOH, Mn₂O₇, CaO, Na₃PO₄, H₂S, MnO, Fe(OH)₃, Cr₂O₃, HI, HClO₄, HBr, CaCl₂, Na₂O, HCl, H₂SO₄, HNO₃, HMnO₄, Ca(OH)₂, SiO₂, H₂SO₃, Zn(OH)₂, H₃PO₄, HF, HNO₂, H₂CO₃, N₂O, NaNO₃, H₂S, H₂SiO₃

Кислоты						
Бескислородные	Кислородсодержащие	растворимые	нерастворимые	одноосновные	двухосновные	трёхосновные

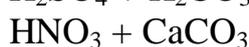
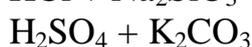
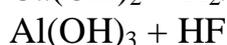
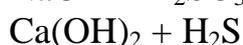
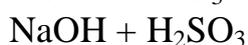
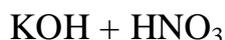
2. Сколько литров водорода (н.у.) выделится при взаимодействии цинка с 196 граммами 20%-ной серной кислоты?

3. Составьте уравнения реакций, назовите продукты:



Дополнительные задания.

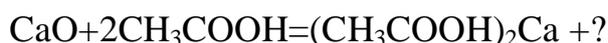
1. Составьте уравнения реакций взаимодействия кислот с основаниями и солями:



Назовите продукты реакции

2. Укажите, с каким из перечисленных веществ взаимодействует раствор соляной кислоты HCl Ag, AgNO₃, CaO, Cu, CuO, Fe, H₂SO₄, Na₂CO₃, SO₃, Zn, Zn(OH)₂

3. Допишите уравнения, характеризующие свойства кислот, расставьте недостающие коэффициенты



Проведем викторину «Этот загадочный мир кислот»

Кислота, которая легко разлагается на углекислый газ и воду? (угольная)

Кислота, по уровню производства которой можно судить о мощности химической промышленности страны? (серная)

Какие кислоты входят в состав «царской водки»? (азотная и соляная)

Какую кислоту невозможно получить из соответствующего ей оксида? (кремневую)

Какая кислота при взаимодействии с металлами не образует водород? (азотная)

Метод добывания из растений яблочной, щавелевой и других кислот разработал химик, о котором Дюма сказал, что ... «не мог прикоснуться к какому-либо телу, без того, чтобы не сделать открытия». Этот химик также открыл газ и назвал его «огненным воздухом». Кто этот химик? В результате расщепления этого (Антуан Лоран Лавуазье)

В результате расщепления этого органического вещества образуется молочная кислота, что это за полисахарид? (глюкоза)

В 1793 году с русским химиком Товием Ловицем произошли два странных случая. Однажды он уронил в чашку с полученной безводной кислотой шпатель с порошком пероксида натрия, и кислота вспыхнула. В другой раз он поднес к этой же кислоте горящую свечу, пары кислоты вспыхнули, появилось слабо светящее пламя. Свойства какой кислоты изучал Ловиц? (уксусная кислота)

Иногда для быстрого снятия ощущения изжоги после еды принимают раствор питьевой соды. Зачем это делают? (Изжога – это обратный заброс кислого содержимого желудка в пищевод, а раствор соды имеет щелочную реакцию. При этом происходит нейтрализация излишков желудочного сока в пищеводе)

Со времен Гомера известен этот оксид – бесцветный газ с резким запахом. Одиссеей окуривал им помещение, в котором сражался. Тот же оксид стал причиной смерти Плиния во время извержения Везувия в 79 году нашей эры. В наши дни это соединение выбрасывается в атмосферу с дымом электростанций и заводов и является причиной кислотных дождей. Что это за газ и какую кислоту он образует? (сернистый газ, сернистая кислота)

Кислоты с «секретом»

Участникам олимпиады по химии было поручено приготовить 72% растворы хлорноватистой, хлористой, хлорноватой и хлорной кислот. Победителем был признан участник олимпиады, который приготовил только один раствор. Как вы думаете почему? (можно приготовить 72% раствор только в том случае хлорной кислоты, другие кислоты существуют в более разбавленных растворах).

Домашнее задание:

Составить «Полезные советы»

Ответы:

1. Белые носки, гольфы прекрасно отстирываются, если замочить их перед стиркой на 1-2 часа в воде, в которую добавлена борная кислота (1-2 столовые ложки на 10 литров воды)

Если вы подпалили утюгом светлое платье, скатерть, салфетку, полотенце из хлопчатобумажной ткани, замочите изделие на ночь в небольшом количестве воды с равной долей кислого молока – подпалина исчезнет.

Ржавые пятна с книжных страниц выводят раствором лимонной кислоты.

Вещи из пестрых тканей, испачканные кофе или чаем, простирывают в холодной воде, слегка подкисленной уксусной кислотой.

Пятна от рыбьего жира выводят с одежды крепким раствором уксуса (1 столовая ложка на 1 стакан воды)

Как всякая кислота, уксус легко удаляет остатки мыла с того, что вы вымыли.

Поэтому в уксусе принято полоскать после стирки шерстяные и шелковые вещи.

Прозрачные вазы, стаканы, бутылки, в которых долго стояла вода, приобретает на внутренней стороне белесый налет. Налейте в пострадавшую посуду слабый раствор уксуса (1 чайная ложка на стакан воды) и оставьте на 1 час. Уксус великолепно растворит минеральный осадок (а белый налет состоит именно из него)

Краски ковра снова станут яркими и насыщенными, если протереть его тряпкой, смоченной в уксусе. Секрет прост, : уксусная кислота обезжиривает ворсинки, сглаживая из поверхность, и свет на них преломляет иначе.

Говорят, что уксусная эссенция, подогретая на водяной бане способна обесцвечивать чернильные пятна на паркете.

Неприятный запах от рук, который остается после некоторых домашних дел, так же как и запах рыбы, легко устранить, опустив руки на несколько минут в слабый раствор уксуса. Затем руки следует вымыть в холодной воде с мылом.

Если на светлом ленолеуме появилось свежее пятно зеленки, постарайтесь отмыть его горячей водой или 3-5%-м раствором соляной кислоты. Если же зеленка успела проникнуть вглубь ленолеума, то залейте пятно водным раствором извести и выдержите некоторое время.

Пятна от травы выводят при помощи салициловой кислоты. Запятнанные места протереть ватой, смоченной в салицилке, а затем прополоскать в чистой воде.

Что бы устранить специфический запах не свежего хлеба в хлебнице, протрите его стенки уксусом.

Пятно ржавчины можно вывести с любой ткани, если погрузить загрязненный участок на 30-5 минут в раствор уксусной кислоты (2 столовые ложки на стакан воды) подогреть до 80-90 градусов.

Если оконные стекла загрязнены, их можно вымыть раствором уксуса (2 столовые ложки на стакан воды)

Практическая работа №8

Закрепление знаний химических свойств оснований.

Цель работы: Закрепить знания химических свойств оснований.

Основные понятия:

Основаниями называются вещества, в которых атомы металла связаны с гидроксигруппами.

Щелочами называются растворимые в воде сильные основания. Типичные реакции нейтрализации между щелочью и кислотой при помощи структурных формул:

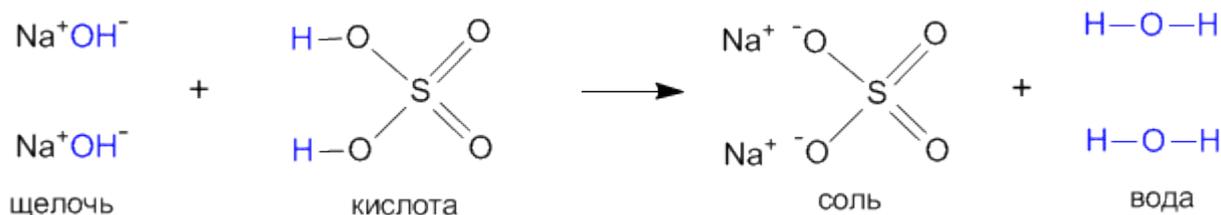
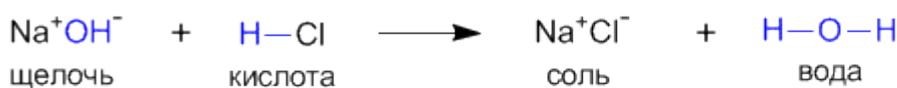


Таблица 1. Классификация оснований по силе.

Сильные основания	Слабые основания
NaOH гидроксид натрия (едкий натр) KOH гидроксид калия (едкое кали) LiOH гидроксид лития Ba(OH) ₂ гидроксид бария Ca(OH) ₂ гидроксид кальция (гашеная известь)	Mg(OH) ₂ гидроксид магния Fe(OH) ₂ гидроксид железа (II) Zn(OH) ₂ гидроксид цинка NH ₄ OH гидроксид аммония Fe(OH) ₃ гидроксид железа (III) и т.д. (большинство гидроксидов металлов)

Порядок выполнения:

Вариант 1.

1. Докажите, что оксид свинца (II) имеет амфотерный характер.

2. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующие химические свойства едкого натра.

Вариант 2

1. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно: оксид калия, оксид фосфора (V), гидроксид натрия, серная кислота, гидросульфат натрия, гидроксид бериллия.

2. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующие химические свойства гидроксида калия.

Вариант 3.

1. С какими из перечисленных веществ будет реагировать раствор гидроксида бария: сульфат натрия, оксид железа (III), хлорид меди (II),

азотная кислота, гидроксид калия. 2. Объясните закономерность в изменении кислотно-основных свойств гидроксидов элементов третьего периода Периодической системы Д.И. Менделеева в их высших степенях окисления углерода (IV)? Напишите молекулярные и ионные уравнения возможных реакций.

Ответы:

Пример 1. Докажите, что оксид свинца (II) имеет амфотерный характер.

Решение. Для доказательства амфотерного характера любого оксида (или гидроксида) необходимо привести уравнения химических реакций, в которых эти соединения проявляют основные и кислотные свойства.

1) Основные свойства оксида свинца (II) можно проиллюстрировать на примере взаимодействия PbO с веществами, имеющими кислотный характер, т.е. с кислотой и кислотным оксидом: $PbO + 2HNO_3 = Pb(NO_3)_2 + H_2O$



В приведенных реакциях PbO проявляет свойства основного оксида, так как реагирует с кислотой и кислотным оксидом и образует соли, в состав которых свинец входит в виде катиона Pb^{2+} .

2) Кислотные свойства оксида свинца (II) можно продемонстрировать с помощью реакций взаимодействия PbO со щелочами и с основными оксидами:



В этих реакциях PbO выступает в роли кислотного оксида и образует соли, в состав которых свинец входит в виде аниона PbO_2^{2-} или комплексного иона $[Pb(OH)_4]^{2-}$.

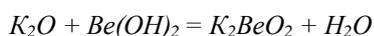
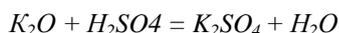
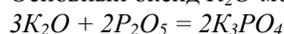
Таким образом, PbO является амфотерным оксидом, так как он проявляет и основные, и кислотные свойства.

Пример 2. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно: оксид калия, оксид фосфора (V), гидроксид натрия, серная кислота, гидросульфат натрия, гидроксид бериллия.

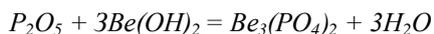
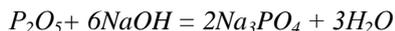
Решение. 1) Устанавливаем принадлежность каждого из этих веществ к определенному классу неорганических соединений: K_2O – основной оксид, P_2O_5 – кислотный оксид, $NaOH$ – основание (щелочь), H_2SO_4 – кислота, $NaHSO_4$ – кислая соль, $Be(OH)_2$ – амфотерный гидроксид.

2) Используя сведения о химических свойствах оксидов, гидроксидов и солей, напомним уравнения реакций между представителями этих классов соединений.

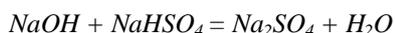
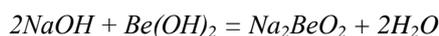
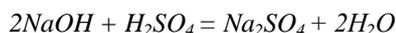
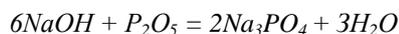
Основной оксид K_2O может взаимодействовать с кислотным оксидом, кислотой и амфотерным гидроксидом:



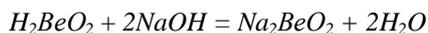
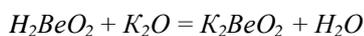
Кислотный оксид P_2O_5 может взаимодействовать с основным оксидом, основанием и амфотерным гидроксидом:



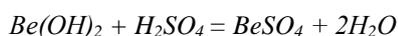
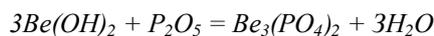
Основный гидроксид $NaOH$ реагирует с кислотным оксидом, кислотой, амфотерным гидроксидом и кислотной солью:



Амфотерный гидроксид $Be(OH)_2$ (или H_2BeO_2) реагирует с основным оксидом, основанием, кислотным оксидом и кислотой:

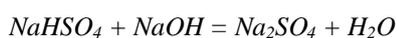


Амфотерный гидроксид $Be(OH)_2$ при взаимодействии с основным оксидом и щелочью проявляет свойства кислоты H_2BeO_2 :



Амфотерный гидроксид $Be(OH)_2$ при взаимодействии с кислотным оксидом и кислотой проявляет основные свойства.

Кислая соль $NaHSO_4$ реагирует с основным оксидом и основанием:



Следовательно, из всех приведенных веществ попарно не взаимодействуют только K_2O и $NaOH$, поскольку основные оксиды не вступают в реакции с основаниями.

Пример 3. Объясните закономерность в изменении кислотно-основных свойств гидроксидов элементов третьего периода Периодической системы Д.И. Менделеева в их высших степенях окисления.

Решение. 1) Введем понятие «гидроксиды». Гидроксиды – это сложные вещества, в состав которых входит гидроксильная группа OH . Условно класс гидроксидов можно описать с помощью общей формулы $\text{Э}-O-H$ (Э – химический элемент).

2) Гидроксиды делят на три группы: основные, кислотные и амфотерные. Рассмотрим, как определяется принадлежность гидроксидов к кислотам, основаниям или амфотерным гидроксидам. Принадлежность гидроксидов к классу кислот или оснований определяется местом разрыва химических связей в $\text{Э}-O-H$. Если разрывается связь $O-H$ ($\text{Э}-O \downarrow -H \rightarrow H^+ + \text{Э}O^-$), то такой гидроксид относится к классу кислот, поскольку при разрыве связи образуется ион H^+ – носитель кислотных свойств. Если разрывается связь $\text{Э}-O$ ($\text{Э} \downarrow -O-H \rightarrow \text{Э}^+ + OH^-$), то гидроксид относится к классу оснований, так как образуется ион OH^- – носитель основных свойств. Если же, в зависимости от среды, разрываются обе связи $\text{Э}-O$ и $O-H$, то такие гидроксиды проявляют двойственность свойств и называются амфотерными.

3) Место разрыва химической связи в гидроксиде $\text{Э}-O-H$ зависит от положения элемента в Периодической

$[H^+]$ моль/л	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}
	10^{-1}	1											
	$[H^+] < [OH^-]$			$[H^+] = [OH^-]$				$[H^+] > [OH^-]$					
	щелочная			нейтральная				кислая					
	среда			среда				среда					
pH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2
	1	0											
			pH > 7			pH = 7				pH < 7			

Порядок выполнения:

1. Приготовить раствор вещества
2. Измерить при помощи индикатора pH раствора
3. Результаты занести в таблицу.
4. Проанализировать результаты и сделать вывод.

Задание №1.

Определите pH раствора при помощи универсального индикатора.

Выполните опыт из задания №1.

Результаты оформите в виде таблицы.

Вещество	pH исследуемого раствора при использовании универсального индикатора	Реакция среды
NaOH	10	щелочная
HCl	2	кислотная
H ₂ O	7	нейтральная
NaCl	7	нейтральная

Сделайте вывод. Таким образом, если раствор имеет pH = 7 среда нейтральная, при pH < 7 среда кислотная, при pH > 7 среда щелочная.

Задание №2.

Получите почвенный раствор и определите его pH при помощи универсального индикатора.

Результаты оформите в виде таблицы.

Исследуемый раствор	pH исследуемого раствора при использовании универсального индикатора	Реакция среды
Почвенного раствора	4	слабокислая

Какая реакция среды почвенного раствора?

- Кислая

Что необходимо сделать, чтобы повысить качество почвы в нашем регионе?

- $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

Внесение удобрений, которые имеют щелочную реакцию среды: молотый известняк и других карбонатных минералов: мела, доломита. В Пинежском районе Архангельской области есть залежи такого минерала, как известняк, вблизи карстовых пещер, поэтому он доступен.

Сделайте вывод. Реакция среды полученного почвенного раствора $\text{pH}=4$, слабокислая, следовательно, для повышения качества почвы необходимо известкование.

Задание №3.

Определите pH некоторых растворов и соков при помощи универсального индикатора.

Выполните задание по алгоритму, результаты занесите в таблицу.

Источник сока	pH	Источник сока	pH
Помидор	3	Молоко	7
Лимон	1	Чай	5
Огурец	7	Кофе	6
Картофель	5	Силикатный клей	6
Капуста свежая	9	Столовый уксус	2
Капуста квашеная	5	Раствор питьевой соды	9
Хурма	7	Апельсин	3
Банан	5	Свекла свежая	3
Киви	4	Клюква	2
Яблоко	4	Свекла вареная	4

Сделайте вывод. Таким образом, разные натуральные объекты имеют разные значения pH: pH 1-7 – среда кислотная (лимон, клюква, апельсин, помидор, свекла, киви, яблоко, банан, чай, картофель, капуста квашеная, кофе, силикатный клей).

pH 7-14 среда щелочная (капуста свежая, раствор питьевой соды).

pH = 7 среда нейтральная (хурма, огурец, молоко).

Задание №4.

Изучите растительные индикаторы.

Какие растительные объекты могут выступать в качестве индикаторов?

ягоды: соки, лепестки цветов: вытяжки, соки овощей: корнеплодов, листьев.

вещества, которые могут изменять окраску раствора в разных средах.

Растительный материал (природные индикаторы)	Цвет раствора природного индикатора		
	Кислотная среда	Естественный цвет раствора (нейтральная среда)	Щелочная среда
Клюква (сок)	красный	красный	фиолетовый
Клубника (сок)	оранжевый	персиково – розовый	розовый
Черника (сок)	красный	красно-фиолетовый	сине – фиолетовый
Черная смородина (сок)	красный	красно-фиолетовый	сине – фиолетовый

Сделайте вывод. Таким образом, в зависимости от рН среды природные индикаторы: клюква (сок), клубника (сок), черника (сок), черная смородина (сок) приобретают следующие цвета: в кислой среде – красный и оранжевый цвет, в нейтральной – красный, персиково – розовый и фиолетовый цвета, в щелочной среде от розового через сине – фиолетовый до фиолетового цвета.

Следовательно, по интенсивности окраски природного индикатора можно судить по реакции среды того или иного раствора.

Практическая работа №10

Составление схем электролиза растворов и расплавов солей.

Цель работы: научить писать схемы электролиза растворов и расплавов солей и применять полученные знания для решения расчетных задач; продолжить формирование навыков работы с учебником, тестовыми материалами.

Основные понятия: *Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, происходящий на электродах при пропускании электрического тока через расплав или раствор электролита.*

Электролиз расплава хлорида натрия:

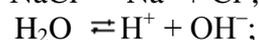


катод (–) (Na^+): $\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0$,

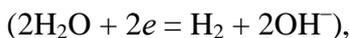
анод (–) (Cl^-): $\text{Cl}^- - e = \text{Cl}^0$, $2\text{Cl}^0 = \text{Cl}_2$;



Электролиз раствора хлорида натрия:



катод (–) (Na^+ ; H^+): $\text{H}^+ + e = \text{H}^0$, $2\text{H}^0 = \text{H}_2$



анод (+) (Cl^- ; OH^-): $\text{Cl}^- - e = \text{Cl}^0$, $2\text{Cl}^0 = \text{Cl}_2$;



Задача 1. При электролизе раствора хлорида меди(II) масса катода увеличилась на 8 г. Какой газ выделился, какова его масса?

Решение



$$\nu(\text{Cu}) = 8/64 = 0,125 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{Cu}) = \nu(\text{Cl}_2) = 0,125 \text{ моль},$$

$$m(\text{Cl}_2) = 0,125 \cdot 71 = 8,875 \text{ г}.$$

Ответ. Газ – хлор массой 8,875 г.

Задача 2. При электролизе водного раствора нитрата серебра выделилось 5,6 л газа. Сколько граммов металла отложилось на катоде?

Решение



$$\nu(\text{O}_2) = 5,6/22,4 = 0,25 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{Ag}) = 4 \nu(\text{O}_2) = 4 \cdot 0,25 = 1 \text{ моль},$$

$$m(\text{Ag}) = 1 \cdot 107 = 107 \text{ г}.$$

Порядок выполнения: выполнить тест, решить 2 задачи.

Вариант 1

1. При электролизе раствора гидроксида калия на катоде выделяется:

а) водород; б) кислород; в) калий.

2. При электролизе раствора сульфата меди(II) в растворе образуется:

а) гидроксид меди(II);

б) серная кислота;

в) вода.

3. При электролизе раствора хлорида бария на аноде выделяется:

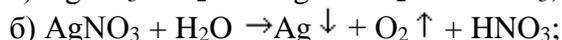
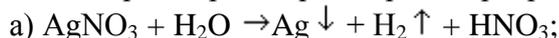
а) водород; б) хлор; в) кислород.

4. При электролизе расплава хлорида алюминия на катоде выделяется:

а) алюминий; б) хлор;

в) электролиз невозможен.

5. Электролиз раствора нитрата серебра протекает по следующей схеме:



Вариант 2

1. При электролизе раствора гидроксида натрия на аноде выделяется:

а) натрий; б) кислород; в) водород.

2. При электролизе раствора сульфида натрия в растворе образуется:

а) сероводородная кислота;

б) гидроксид натрия;

в) вода.

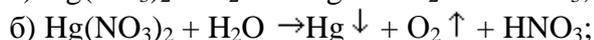
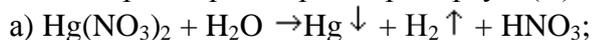
3. При электролизе расплава хлорида ртути(II) на катоде выделяется:

а) ртуть; б) хлор; в) электролиз невозможен.

4. При электролизе раствора нитрата серебра на катоде выделяется:

а) серебро; б) водород; в) кислород.

5. Электролиз раствора нитрата ртути(II) протекает по следующей схеме:



Вариант 3

1. При электролизе раствора нитрата меди(II) на катоде выделяется:
а) медь; б) кислород; в) водород.
2. При электролизе раствора бромида лития в растворе образуется:
а) вода;
б) бромоводородная кислота;
в) гидроксид лития.
3. При электролизе расплава хлорида серебра на катоде выделяется:
а) серебро; б) хлор; в) электролиз невозможен.
4. При электролизе раствора хлорида алюминия алюминий выделяется на:
а) катоде; б) аноде; в) остается в растворе.
5. Электролиз раствора бромида бария протекает по следующей схеме:
а) $\text{BaBr}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2 \uparrow + \text{Ba}(\text{OH})_2$;
б) $\text{BaBr}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Ba} + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{BaBr}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{O}_2 \uparrow + \text{Ba}(\text{OH})_2$.

Вариант 4

1. При электролизе раствора гидроксида бария на аноде выделяется:
а) водород; б) кислород; в) барий.
2. При электролизе раствора йодида калия в растворе образуется:
а) йодоводородная кислота;
б) вода; в) гидроксид калия.
3. При электролизе расплава хлорида свинца(II) на катоде выделяется:
а) свинец; б) хлор; в) электролиз невозможен.
4. При электролизе раствора нитрата серебра на катоде выделяется:
а) серебро; б) водород; в) кислород.
5. Электролиз раствора сульфида натрия протекает по следующей схеме:
а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} \downarrow + \text{H}_2 \uparrow + \text{NaOH}$;
б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + \text{Na}_2\text{S}$;
в) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + \text{Na}_2\text{S} + \text{NaOH}$.

Вариант	Вопрос 1	Вопрос 2	Вопрос 3	Вопрос 4	Вопрос 5
1	а	б	б	а	б
2	б	б	а	а	б
3	а	в	а	в	а
4	б	в	а	а	а

1. Какая масса металла выделится на катоде при электролизе расплава иодида натрия, если на аноде выделился йод массой 726 г? (138 г)
2. При электролизе раствора хлорида меди (II) на одном из электродов выделилась медь массой 5 г. Какое вещество и в каком объеме выделилось на другом электроде? (1, 75 л)
3. При электролизе водного раствора гидроксида калия с инертными электродами на катоде выделился водород объемом 11,2 л. Какой объем кислорода выделится при этом на аноде? (5,6 л)

4. При электролизе раствора сульфата цинка получили цинк массой 0,13 г. Сколько граммов продукта реакции выделилось на другом электроде? (0,064 г)

Решить задачи:

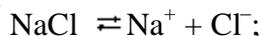
Практическая работа №11

Решение расчетных задач на электролиз.

Цель работы: научить писать схемы электролиза растворов и расплавов солей и применять полученные знания для решения расчетных задач; продолжить формирование навыков работы с учебником, тестовыми материалами.

Основные понятия: Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, происходящий на электродах при пропускании электрического тока через расплав или раствор электролита.

Электролиз расплава хлорида натрия:



катод (-) (Na^+): $\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0$,

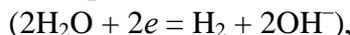
анод (-) (Cl^-): $\text{Cl}^- - e = \text{Cl}^0$, $2\text{Cl}^0 = \text{Cl}_2$;



Электролиз раствора хлорида натрия:



катод (-) (Na^+ ; H^+): $\text{H}^+ + e = \text{H}^0$, $2\text{H}^0 = \text{H}_2$



анод (+) (Cl^- ; OH^-): $\text{Cl}^- - e = \text{Cl}^0$, $2\text{Cl}^0 = \text{Cl}_2$;



Задача 1. При электролизе раствора хлорида меди(II) масса катода увеличилась на 8 г. Какой газ выделился, какова его масса?

Решение



$$\nu(\text{Cu}) = 8/64 = 0,125 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{Cu}) = \nu(\text{Cl}_2) = 0,125 \text{ моль},$$

$$m(\text{Cl}_2) = 0,125 \cdot 71 = 8,875 \text{ г}.$$

Ответ. Газ – хлор массой 8,875 г.

Задача 2. При электролизе водного раствора нитрата серебра выделилось 5,6 л газа. Сколько граммов металла отложилось на катоде?

Решение



$$\nu(\text{O}_2) = 5,6/22,4 = 0,25 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{Ag}) = 4 \nu(\text{O}_2) = 4 \cdot 0,25 = 1 \text{ моль},$$

$$m(\text{Ag}) = 1 \cdot 107 = 107 \text{ г}.$$

Порядок выполнения: решить 2 задачи.

1. Какая масса металла выделится на катоде при электролизе расплава иодида натрия, если на аноде выделился йод массой 726 г? (138 г)
2. При электролизе раствора хлорида меди (II) на одном из электродов выделилась медь массой 5 г. Какое вещество и в каком объеме выделилось на другом электроде? (1, 75 л)
3. При электролизе водного раствора гидроксида калия с инертными электродами на

катоде выделился водород объемом 11,2 л. Какой объем кислорода выделится при этом на аноде? (5,6 л)

4. При электролизе раствора сульфата цинка получили цинк массой 0,13 г. Сколько граммов продукта реакции выделилось на другом электроде? (0,064 г)

Решить задачи:

Вопросы для повторения:

Решить задачу

При электролизе раствора сульфата никеля на катоде получили металл массой 177 г, выход которого составил 75% от теоретически возможного. Запишите уравнения процесса и рассчитайте, какой объем кислорода выделится на аноде? (34 л)

Практическая работа №12

Систематизация знаний об основных классах неорганических соединений.

Цель работы: актуализировать и систематизировать знания об основных классах неорганических соединений, развивать познавательную активность учащихся, совершенствовать умения применять полученные знания при выполнении разнообразных заданий, развивать умение осуществлять самостоятельную деятельность на уроке;

Основные понятия: *Генетические связи - это связи между разными классами, основанные на их взаимопревращениях.*

Порядок выполнения:

Методические приемы: индивидуальная, групповая работа.

Тип урока: Семинар - актуализация знаний

Средства обучения: система индивидуальных и групповых заданий, химический эксперимент.

Ход урока.

1. Организационный этап. Определение состава 4 групп.

Учитель сообщает учащимся цель и задачи семинара. Объясняет, как в течение урока учащиеся будут работать.

Вопросы и задания для подготовки к семинару:

(Домашнее задание, которое учащиеся получили на предыдущем уроке).

1. Характеристика отдельных классов неорганических веществ (определение, классификация, свойства).
2. Сравнение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов.
3. Генетическая взаимосвязь классов неорганических соединений.

При подготовке данных вопросов учащиеся выполняют письменное домашнее задание.

Задание. Используя формулы предложенных веществ, ответьте на вопросы:

Zn; Cu; AlCl₃; S; Al₂O₃; NaOH; SO₃; AgNO₃; Al; SiO₂; Ba(OH)₂; C; ZnO; CaSO₄; P₂O₅; Al(OH)₃; CO₂; CaO; H₂SO₄; FeO; H₂S; Fe₂O₃.

1. Выберите растворимые гидроксиды, соли.
2. Оксиды, которые обладают основными свойствами. Составьте уравнения реакций, доказывающие их основные свойства.
3. Оксиды, при растворении которых образуются кислоты. Составьте уравнения реакций.
4. Формулы веществ, образующих полный генетический ряд: а) металла; б) неметалла. Составьте возможные уравнения реакций между веществами разных генетических рядов.

5. Составьте уравнения реакций, подтверждающие свойства предложенных щелочей.

2. Основная часть урока.

- **Химический диктант « Выбери и назови соединение»**

Цель: выяснить уровень подготовки учащихся к уроку, возникшие при подготовке затруднения.

Вариант 1. SO_2 , H_2SO_4 , CaSO_4 , KOH , HCl , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CuO , CO_2 , NaOH , HNO_3 , CaO , KCl

Вариант 2. CaCO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, Na_2O , P_2O_5 , BaCl_2 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , BaO , H_2SO_3 , AlCl_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KNO_3

Вариант 3. SO_3 , H_2SO_4 , BaSO_4 , LiOH , HCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, MgO , CO_2 , NaOH , HNO_2 , ZnO , NaCl

Вариант 4. Na_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, K_2O , P_2O_3 , MgCl_2 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , ZnO , H_2SO_4 , FeCl_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaNO_3

Вариант 5. $\text{Fe}(\text{OH})_2$, Na_2O , P_2O_5 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , BaSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, AlPO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$,

Распределите предложенные вещества на основные и кислотные оксиды, основания, кислоты, соли.

- **Задание для группы.** Дайте характеристику классификации и химических свойств: а) оксидов б) кислот в) оснований г) солей.

Устный ответ представителя группы.

Представители групп вытягивают жетон с заданием.

- **Задание для группы.** Проанализируйте формулы веществ в каждом ряду, выявите закономерность. Запишите недостающие формулы по аналогии:

Группа 1.

А) Na_2O , _____, _____

Б) _____, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, _____

В) _____, _____, CaCO_3

Г) CO_2 , _____, _____

Группа 2.

А) Li_2O , _____, _____

Б) _____, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, _____

В) _____, _____, CuSO_3

Г) SO_2 , _____, _____

Группа 3.

А) K_2O , _____, _____

Б) _____, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, _____

В) _____, _____, Na_2SO_4

Г) SO_3 , _____, _____

Группа 4.

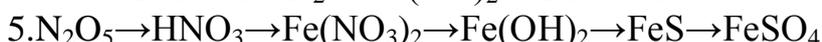
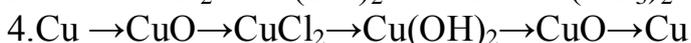
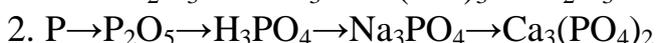
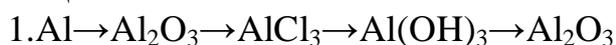
А) CaO , _____, _____

Б) _____, $\text{Be}(\text{OH})_2$, _____

В) _____, _____, AlPO_4

Г) P_2O_5 , _____, _____

Осуществите превращения по схеме, укажите типы реакций, назовите вещества



Практическая работа №13

Закрепление умений по составлению реакций соединения, разложения, замещения, обмена.

Цель работы: обобщить знания учащихся о классификации реакций по составу реагентов и продуктов реакции; закрепить умение составлять реакции соединения, разложения, замещения и обмена; формировать навыки работы в коллективе; развивать умение сравнивать и делать выводы.

Основные понятия:

Реакции соединения – химические реакции, в которых из двух или нескольких менее сложных по элементному составу веществ получается более сложное вещество.

Реакции разложения – химические реакции, в которых из одного сложного по элементному составу вещества получаются два или несколько менее сложных веществ

Реакции замещения – химические реакции, в которых атомы или группы атомов одного из исходных веществ замещают атомы или группы атомов в другом исходном веществе.

Реакции обмена – химические реакции, в которых исходные вещества как бы обмениваются своими составными частями.

Классификация по составу реагентов и продуктов реакции

Тип реакции	Примеры
Реакции соединения	1. Взаимодействие простых веществ: $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ ($\text{FeO} * \text{Fe}_2\text{O}_3$) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $\text{Mg} + \text{I}_2 = \text{MgI}_2$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ 2. Взаимодействие сложных веществ: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$
Реакции разложения	1. Разложение оксидов при температуре: $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$ $2\text{SO}_3 = 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ 2. Разложение кислот при температуре: $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 = \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Разложение н/р оснований при температуре: $\text{Cu(OH)}_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Al(OH)}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ 4. Разложение солей при температуре: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ Карбонаты и сульфаты щелочных металлов не разлагаются.
Реакции замещения	1. Металлы(щел. и щел.- зем.) с водой: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ 2. Металлы с разбавл. кислотами: $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

3. Металлы с солями:
 $\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{Hg} + \text{CuCl}_2$ (медная монета покрыта ртутью).

Реакции обмена

1. Выпадение осадка:
 $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
2. Образование газа:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. Образование слабого электролита – воды:
 $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ – реакция нейтрализации.

Порядок выполнения:

1. Составьте уравнения реакций, соответствующих следующим схемам:

а) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2 (t)$; б) $\text{Li}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_3$; в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} (t)$;
 г) $\text{Al} + \text{I}_2 \rightarrow \text{AlI}_3$; д) $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$; е) $\text{Mg} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$;
 ж) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 (t)$; и) $\text{KClO}_3 + \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{KCl} (t)$; к) $\text{CuSO}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu}$;
 л) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 (t)$; м) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} (t)$; н) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Укажите традиционный тип реакции. Отметьте окислительно-восстановительные и кислотно-основные реакции. В окислительно-восстановительных реакциях укажите, атомы каких элементов меняют свои степени окисления.

№1. Расставьте коэффициенты в уравнениях химических реакций, укажите типы химических реакции.

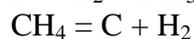
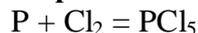
Уравнение реакции	Тип химической реакции
а) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$	
б) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Mn} + \text{H}_2\text{O}$	
в) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$	
г) $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$	

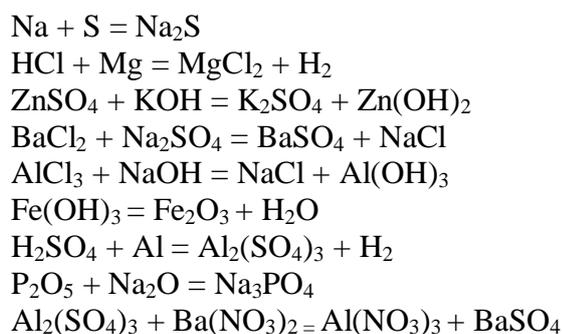
№2. Допишите уравнения реакций (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите типы химических реакций.

Уравнение реакции	Тип химической реакции
а) $\text{AgI} \rightarrow ? + \text{I}_2$	
б) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + ?$	
в) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + ?$	
г) $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$	

Вопросы для повторения:

Определите тип реакций.





Практическая работа №14

Ознакомление с явлением катализа и изучение основных особенностей каталитических реакций.

Цель работы: совершенствовать навыки проведения химического эксперимента; практическим путем подтвердить условия проведения реакций ионного обмена.

Основные понятия: Обратимые и необратимые реакции. Реакции, идущие в прямом и обратном направлении, называются обратимыми. Реакции необратимы, если: а) выпал осадок (реакция 4) б) выделился газ (реакция 2,3). Каталитические реакции, те, которые проходят с использованием катализатора.

Порядок выполнения:

Оборудование: пробирки, растворы соляной кислоты, гидроксида натрия, хлорида натрия, фосфата натрия, нитрата серебра, карбоната натрия, сульфата калия, сульфата меди (II), фенолфталеина.

Экспериментальная задача I.

Реакции ионного обмена, сопровождающиеся **образованием осадка**.

1. Берем сухую чистую пробирку.
2. Наливаем в нее 2-3 мл раствора хлорида натрия NaCl.
3. Берем вторую сухую чистую пробирку.
4. Наливаем в нее 2-3 мл фосфата натрия Na₃PO₄.
5. В каждую пробирку добавляем несколько капель раствора нитрата серебра AgNO₃.
6. Отмечаем образование осадка белого цвета в первой пробирке, желтого – во второй.
7. Делаем вывод: в пробирках образовались осадки, а значит прошла химическая реакция.
8. Приводим рабочее место в порядок.

Экспериментальная задача II. Реакции ионного обмена, сопровождающиеся выделением **газообразного вещества**.

1. Берем сухую чистую пробирку.
2. Наливаем в нее 2-3 мл раствора карбоната натрия Na₂CO₃.
3. Берем вторую сухую чистую пробирку.
4. Наливаем в нее 2-3 мл сульфата калия K₂SO₄.
5. В каждую пробирку добавляем несколько капель раствора соляной кислоты HCl.
6. **ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!**
7. Отмечаем выделение газа в обеих пробирках.
8. Делаем вывод: в пробирках образовались газообразные вещества, а значит прошла химическая реакция.
9. Приводим рабочее место в порядок.

Экспериментальная задача III.

Реакции ионного обмена, сопровождающиеся выделением **малодиссоциирующего вещества**.

1. Берем сухую чистую пробирку.

2. Наливаем в нее 2-3 мл раствора гидроксида **натрия NaOH**.
3. ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!
4. Добавляем в нее 1-2 капли раствора фенолфталеина.
5. Отмечаем изменение цвета раствора - стал малиновым.
6. Делаем вывод – раствор имеет щелочную среду.
7. Добавляем в пробирку раствор соляной кислоты **HCl** до обесцвечивания.
8. Делаем вывод: раствор стал нейтральным, то есть образуется вода – малодиссоциирующее вещество.
9. ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!
10. Берем вторую сухую чистую пробирку.
11. Наливаем в нее 4-5 мл раствора сульфата меди **CuSO₄** голубого цвета.
12. Добавляем к нему 2-3 мл раствора гидроксида натрия.
13. ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!
14. Наблюдаем образование осадка синего цвета **Cu(OH)₂** в результате реакции ионного обмена.
15. В пробирку добавляем в избытке раствор соляной кислоты HCl.
16. ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!
17. Отмечаем растворение прежнего осадка.
18. Делаем вывод: в пробирке образуется водный раствор соли, то есть образуется малодиссоциирующее вещество, а значит реакция прошла.
19. Приводим рабочее место в порядок.

Тема: Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца

1. Экспериментальная задача III
Берем сухую чистую пробирку.
2. Наливаем в нее 2-3 мл раствора гидроксида натрия **NaOH**.
ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!
3. Добавляем в нее 1-2 капли раствора фенолфталеина
4. Отмечаем изменение цвета раствора - стал малиновым
5. Делаем вывод – раствор имеет щелочную среду.
6. Добавляем в пробирку раствор соляной кислоты HCl до обесцвечивания.
7. Делаем вывод: раствор стал нейтральным, то есть образуется вода – малодиссоциирующее вещество.
8. ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!
9. Берем вторую сухую чистую пробирку.
10. Наливаем в нее 4-5 мл раствора сульфата меди **CuSO₄** голубого цвета.
11. Добавляем к нему 2-3 мл раствора гидроксида натрия
12. ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!
13. Наблюдаем образование осадка синего цвета **Cu(OH)₂** в результате реакции ионного обмена.
14. В пробирку добавляем в избытке раствор соляной кислоты **HCl**.
15. ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!
16. Отмечаем растворение прежнего осадка.
17. Делаем вывод: в пробирке образуется водный раствор соли, то есть образуется малодиссоциирующее вещество, а значит реакция прошла.
18. Приводим рабочее место в порядок.

Отчетные задания

Наблюдения, уравнения и выводы записываем в таблицу:

Номер опыта	Что делали	Что наблюдали	Вывод
1	Уравнения химических реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде		
2	Уравнения химических реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде		
3	Уравнения химических реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде		

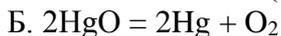
Практическая работа №15

Ознакомление с понятием «тепловой эффект химических реакций», классификацией химических реакций (явлений) по тепловому эффекту.

Цель работы:

- Познакомить с понятием “тепловой эффект химических реакций”, классификацией химических реакций (явлений) по тепловому эффекту.
- Уметь составлять термохимические уравнения и производить расчеты теплоты по уравнению реакции.
- Владеть понятиями “теплота”, “энергия”, “экзо- и эндотермические реакции”, “тепловой эффект”, “термохимическое уравнение”, выделение и поглощение энергии.
- Развивать у учащихся умение наблюдать, анализировать природные явления и проводимый химический эксперимент; совершенствовать навыки ведения наблюдений, устанавливать причинно-следственные связи, делать выводы и заключения.

5. Приведены уравнения реакций:



Определите тип, к которому относятся данные реакции.

1) обе реакции экзотермические

2) обе реакции эндотермические

3) А – эндотермическая, а Б – экзотермическая

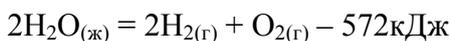
4) А – экзотермическая, а Б – эндотермическая

Задача 1. Используя термохимическое уравнение реакции $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} - 572\text{кДж}$, определите какое количество теплоты надо затратить на разложение 72г воды.

Дано: Решение.

$m(\text{H}_2\text{O})=72\text{г}$ 1. Запишем термохимическое уравнение реакции. Над формулами веществ напишем данные задачи, под формулами – количественные отношения.

72г $Q_1\text{кДж}$



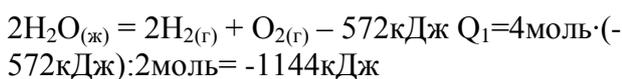
2 моль

2. Какое количество воды весит 72г? $n=m/M$,
 $M(\text{H}_2\text{O})=1\cdot 2+16=18(\text{г/моль})$

$n(\text{H}_2\text{O})=72\text{г}:18\text{г/моль}=4\text{ моль}$

3. Определяем количество теплоты.

4 моль $Q_1\text{кДж}$ $4\text{моль}:2\text{моль}=Q_1:(-572\text{кДж})$



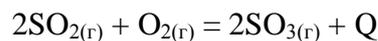
2 моль Ответ: $Q_1 = -1144\text{кДж}$

Задача 2. Определите тепловой эффект реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})} + Q$, если прореагировал оксид серы (IV) объемом 67,2л (н.у.), и при этом выделилось 294 кДж теплоты.

Дано: Решение.

$Q_1=294\text{ кДж}$ 1. Запишем термохимическое уравнение реакции.
Над формулами веществ напишем данные задачи,
 $V(\text{SO}_2)(\text{н.у.})=67,2\text{л}$ под формулами – количественные отношения.

$Q - ?$ 67,2л 294 кДж



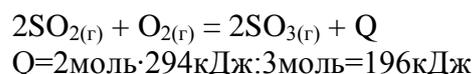
2 моль

2. Какое количество оксида серы (IV) занимает объем 67,2л? $n = V/V_m$

$$n = 67,2 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 3 \text{ моль.}$$

3. Определяем тепловой эффект химической реакции.

$$3 \text{ моль } 294 \text{ кДж} : 3 \text{ моль} : 2 \text{ моль} = 294 \text{ кДж} : Q$$



2 моль Ответ: $Q = 196 \text{ кДж}$

4. Термохимическое уравнение реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})} + 196 \text{ кДж}$

1). Согласно термохимическому уравнению реакции $\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 802 \text{ кДж}$ количество теплоты, выделившейся при сжигании 24г метана, равно: а) 1604 кДж, б) 1203 кДж, в) 601,5 кДж, г) 401 кДж.

2). В результате реакции, термохимическое уравнение которой $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 902 \text{ кДж}$, выделилось 1127, кДж теплоты. Объем (н.у.) образовавшегося при этом оксида азота (II) равен: а) 112л, б) 11,2л, в) 89,6л, г) 896л.

3). В результате реакции, термохимическое уравнение которой $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 393,5 \text{ кДж}$, выделилось 1967,5 кДж теплоты. Объем (н.у.) образовавшегося при этом углекислого газа равен: а) 11,2л, б) 168л, в) 224л, г) 112л.

4). В соответствии с термохимическим уравнением $4\text{P}_{(\text{тв})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{P}_2\text{O}_{5(\text{тв})} + 3010 \text{ кДж}$ выделится 1505 кДж теплоты при сгорании фосфора массой: а) 31г, б) 62г, в) 93г, г) 124г.

4. Вы сами можете оценить свою работу на уроке. Оценка «5» ставится за 13 – 16 баллов, оценка «4» ставится за 10 – 12 баллов, оценка «3» ставится за 8 – 9 баллов.

Практическая работа №16

Формирование понятий «степень окисления», «окислитель», «восстановитель», «окислительно – восстановительные реакции», «метод электронного баланса».

Цель работы: продолжить формирование понятий;

Основные понятия: Степень окисления – это условный заряд атома химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения состоят только из ионов. Степень окисления может быть положительной, отрицательной

или равняться нулю, что зависит от природы соответствующих соединений. Одни элементы имеют постоянные степени окисления, другие — переменные.

Признаками окислительно-восстановительного процесса являются: перенос электрона от соединения к соединению; протекание или возникновение электрического тока; протекание реакции под действием тока; изменение степеней окисления элементов.

Порядок выполнения:

Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна (условный заряд атома, который мы приписываем ему в случае принятия или отдачи электронов).

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью - положительные.

Степень окисления - формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью.

Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

1. Степени окисления атомов в простых веществах равны нулю (Na^0 ; H_2^0).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.
3. Постоянную степень окисления имеют атомы: щелочных металлов (+1), щелочноземельных металлов (+2), водорода (+1) (кроме гидридов NaH , CaH_2 и др., где степень окисления водорода -1), кислорода (-2) (кроме $\text{F}_2^{-1}\text{O}^{+2}$ и пероксидов, содержащих группу —O—O— , в которой степень окисления кислорода -1).
4. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы.

Примеры:



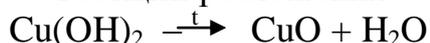
Существует два типа химических реакций:

А Реакции, в которых не изменяется степень окисления элементов:

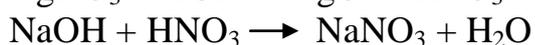
Реакции присоединения



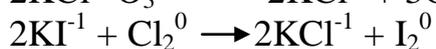
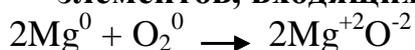
Реакции разложения



Реакции обмена



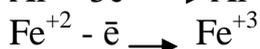
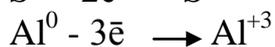
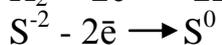
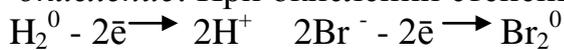
В Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений:



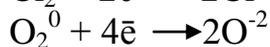
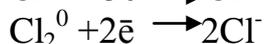
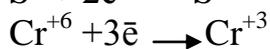
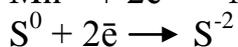
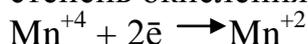
Такие реакции называются *окислительно - восстановительными*.

5. Окисление, восстановление

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. Процесс отдачи электронов - *окисление*. При окислении степень окисления повышается:



Процесс присоединения электронов - *восстановление*: При восстановлении степень окисления понижается.



Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны являются *окислителями*, а которые отдают электроны - *восстановителями*.

6. Окислительно-восстановительные свойства вещества и степени окисления входящих в него атомов

Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут служить только восстановителями, поскольку они способны лишь отдавать электроны, потому, что внешний энергетический уровень у таких атомов завершён восемью электронами. Минимальная степень окисления у атомов металлов равна 0, для неметаллов - (n-8) (где n- номер группы в периодической системе). Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют и от условий реакции. Напоминаем также, что в периодах с увеличением порядкового номера элемента восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные повышаются. Например, во втором периоде самый активный восстановитель – литий, а самый активный окислитель – фтор (это связано с числом электронов на внешнем энергетическом уровне атома и его радиусом). У элементов главных подгрупп с увеличением порядкового номера усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные (это связано с увеличением радиуса атома). Лучшие восстановители – щелочные металлы (Fr, Cs), лучшие окислители – галогены (F, Cl). Неметаллы в отличие от металлов могут быть окислителями и восстановителями.

Восстановители

Металлы,
водород,
уголь.
Оксид углерода (II) (CO).
Сероводород (H₂S);
оксид серы (IV) (SO₂);
сернистая кислота H₂SO₃ и ее соли.
Галогеноводородные кислоты и их соли.
Катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl₂, FeCl₂, MnSO₄, Cr₂(SO₄)₃.
Азотистая кислота HNO₂;
аммиак NH₃;
гидразин NH₂NH₂;
оксид азота(II) (NO).
Катод при электролизе.

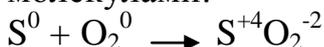
Окислители

Галогены.
Перманганат калия(KMnO₄);
манганат калия (K₂MnO₄);
оксид марганца (IV) (MnO₂).
Дихромат калия (K₂Cr₂O₇);
хромат калия (K₂CrO₄).
Азотная кислота (HNO₃).
Серная кислота (H₂SO₄) конц.
Оксид меди(II) (CuO);
оксид свинца(IV) (PbO₂);
оксид серебра (Ag₂O);
пероксид водорода (H₂O₂).
Хлорид железа(III) (FeCl₃).
Бертоллегова соль (KClO₃).
Анод при электролизе.

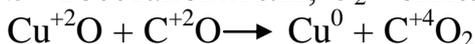
Классификация окислительно-восстановительных реакций

А) Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции (слайд)

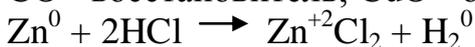
Окислитель и восстановитель находятся в разных веществах; обмен электронами в этих реакциях происходит между различными атомами или молекулами:



S - восстановитель; O₂ - окислитель



CO - восстановитель; CuO - окислитель



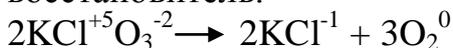
Zn - восстановитель; HCl - окислитель



KI - восстановитель; MnO₂ - окислитель.

Б) Внутримолекулярные окислительно - восстановительные реакции (слайд)

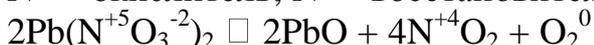
Во внутримолекулярных реакциях окислитель и восстановитель находятся в одной и той же молекуле. Внутримолекулярные реакции протекают, как правило, при термическом разложении веществ, содержащих окислитель и восстановитель.



Cl⁺⁵ - окислитель; O⁻² - восстановитель

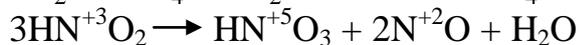


N⁺⁵ - окислитель; N⁻³ - восстановитель



N⁺⁵ - окислитель; O⁻² - восстановитель

В) Реакции Диспропорционирования (слайд) – окислительно-восстановительные реакции, в которой один элемент одновременно повышает и понижает степень окисления.



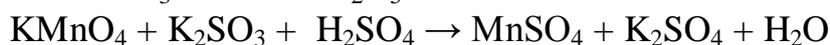
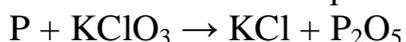
8. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

А Электронный баланс - метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, принятых окислителем.

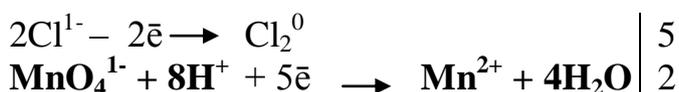
Алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций :

1. Записывают схему реакции.	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.	$\text{KMn}^{+7}\text{O}_4 + \text{HCl}^{-1} \rightarrow \text{KCl} + \text{Mn}^{+2}\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2^0 + \text{H}_2\text{O}$
3. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем.	$\begin{aligned} \text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} &\rightarrow \text{Mn}^{+2} \\ 2\text{Cl}^{-1} - 2\bar{e} &\rightarrow \text{Cl}_2^0 \end{aligned}$
4. Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.	$\begin{array}{l} \text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2} \quad \quad 2 \\ 2\text{Cl}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0 \quad \quad 5 \\ \hline 2\text{Mn}^{+7} + 10\text{Cl}^{-1} \rightarrow 2\text{Mn}^{+2} + 5\text{Cl}_2^0 \end{array}$
5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.	$2\text{KMn}^{+7}\text{O}_4 + 16\text{HCl}^{-1} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{Mn}^{+2}\text{Cl}_2 + 5\text{Cl}_2^0 + 8\text{H}_2\text{O}$

Самостоятельно предлагаем решить уравнения окислительно-восстановительных реакций:

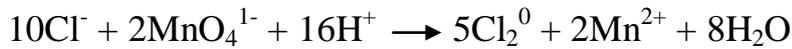


В Электронно-ионный баланс (метод полуреакций) метод нахождения коэффициентов, в котором рассматривается обмен электронами между ионами в растворе с учетом характера среды (слайд): :



7+

2+



(для уравнивания ионной полуреакции используют H^+ , OH^- или воду)

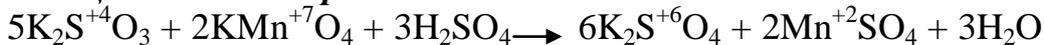
Самостоятельно предлагаем записать уравнение окислительно-восстановительных реакций:

9. Типичные реакции окисления-восстановления

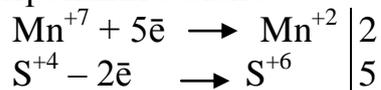
Реакции с участием перманганата калия в качестве окислителя (слайд):

При взаимодействии перманганата калия с восстановителем образуются различные продукты восстановления в зависимости от pH среды.

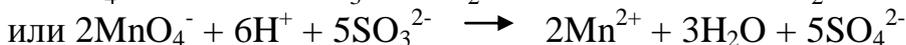
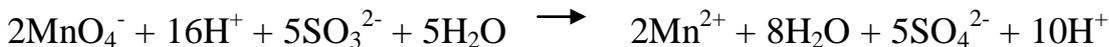
Реакции в кислой среде.



электронный баланс



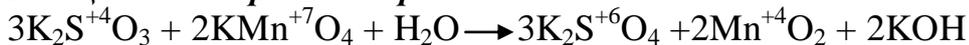
метод полуреакций



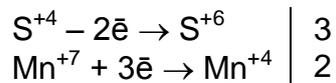
(Фиолетовый раствор KMnO_4 обесцвечивается при добавлении раствора K_2SO_3 .)

Остальные примеры предлагаем разобрать самостоятельно и проверить на слайдах.

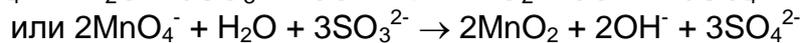
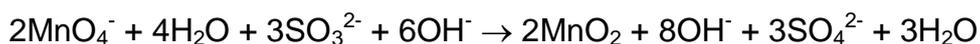
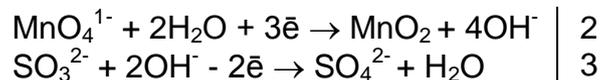
Реакции в нейтральной среде



электронный баланс

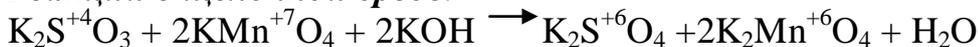


метод полуреакций:

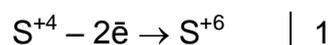


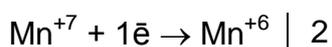
(Фиолетовый раствор KMnO_4 после окончания реакции обесцвечивается и наблюдается выпадение бурого осадка).

Реакции в щелочной среде.

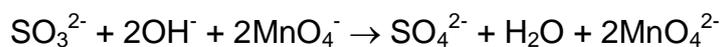
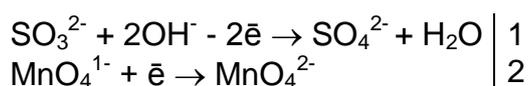


электронный баланс





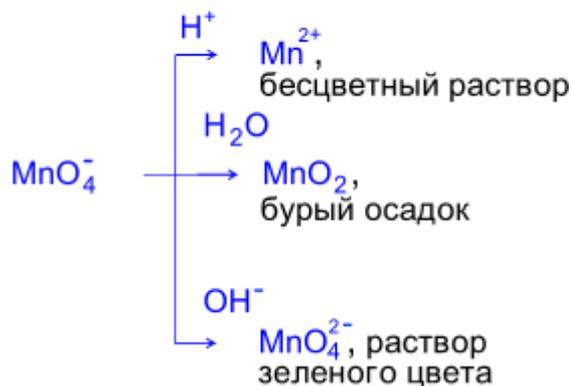
метод полуреакций:



(Фиолетовый раствор KMnO_4 превращается в зеленоватый раствор K_2MnO_4)

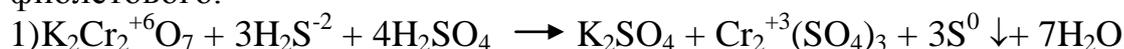
Таким образом,
окисленная форма

восстановленная форма

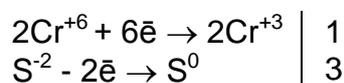


Реакции с дихроматом калия в качестве окислителя

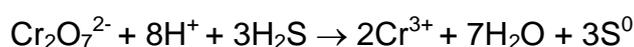
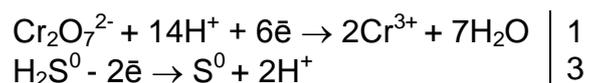
Степень окисления хрома понижается с +6 до +3. Наблюдается изменение окраски реакционной массы с желто-оранжевого цвета до зеленого или фиолетового.



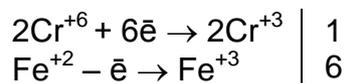
электронный баланс:



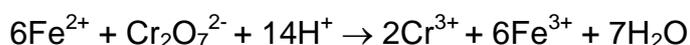
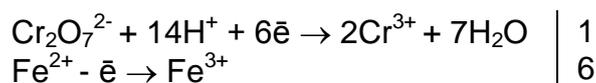
метод полуреакций:



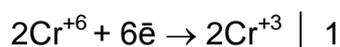
электронный баланс:

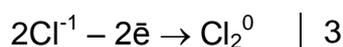


метод полуреакций:

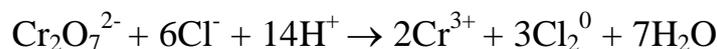
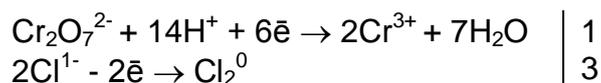


электронный баланс:



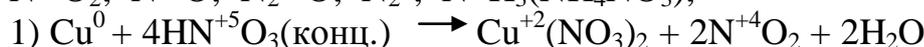


метод полуреакций:

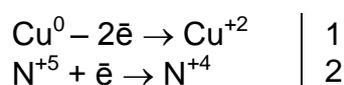


Окислительные свойства азотной кислоты

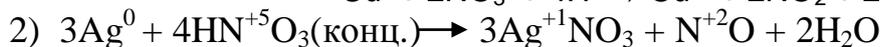
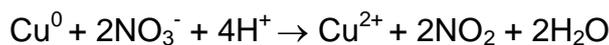
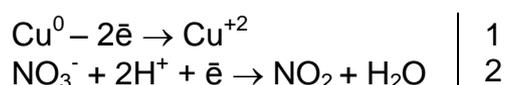
Окислителем в молекуле азотной кислоты является N^{+5} , который в зависимости от концентрации HNO_3 и силы восстановителя (например, активности металла) принимает от 1 до 8 электронов, образуя N^{+4}O_2 ; N^{+2}O ; N_2^{+1}O ; N_2^0 ; $\text{N}^{-3}\text{H}_3(\text{NH}_4\text{NO}_3)$;



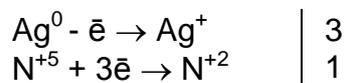
электронный баланс:



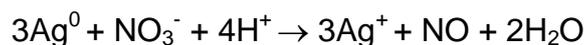
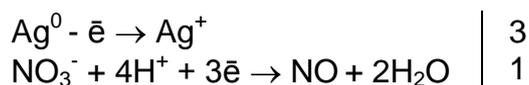
метод полуреакций:



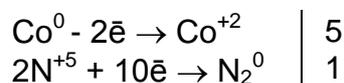
электронный баланс:



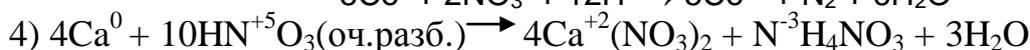
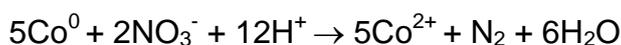
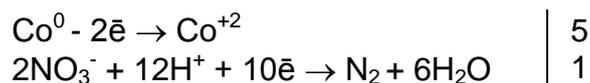
метод полуреакций:



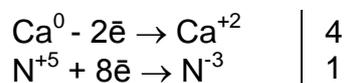
электронный баланс:



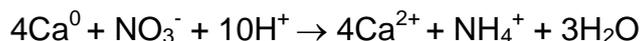
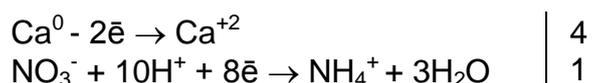
метод полуреакций:



электронный баланс:



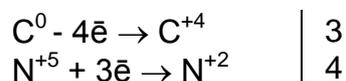
метод полуреакций:



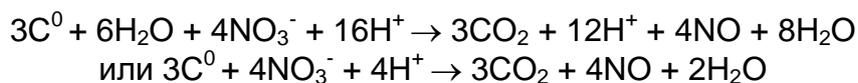
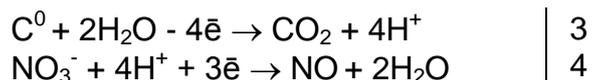
При взаимодействии HNO_3 с неметаллами выделяется, как правило, NO



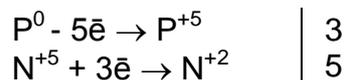
электронный баланс:



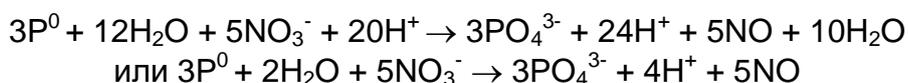
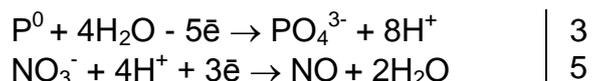
метод полуреакций:



электронный баланс:



метод полуреакций:

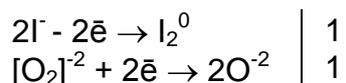


Пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях

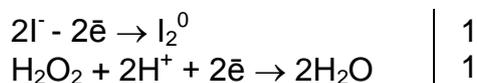
1. Обычно пероксид водорода используют как окислитель:



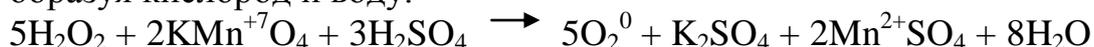
электронный баланс:



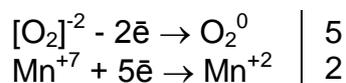
метод полуреакций:



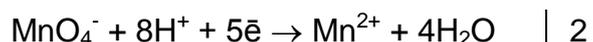
При действии сильных окислителей пероксид водорода может окисляться, образуя кислород и воду.

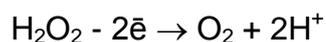


электронный баланс:

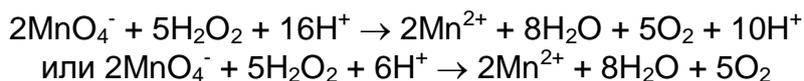


метод полуреакций:





| 5



Вариант 1

1. Какой из неметаллов является сильным окислителем?

1. фтор
2. сера
3. озон
4. кремний

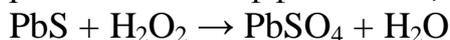
2. Степень окисления серы в сульфате калия равна

1. +6
2. +4
3. 0
4. -2

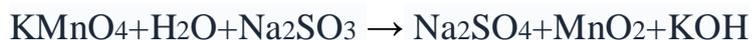
3. В каких из приведенных реакций атом хлора выступает в роли восстановителя

1. $\text{Cu} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$
2. $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = \text{HCl}$
5. $\text{NaCl} = \text{Na} + \text{Cl}_2$

4. Используя метод электронного баланса составить уравнение реакции, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель



5. Используя метод электронного и электронно-ионного баланса составить уравнение реакции, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель



Вариант 2

1. В каком из перечисленных соединений атом серы находится в степени окисления +6

1. FeSO_4
2. S
3. SO_2
4. K_2SO_4

2. Какой элемент восстанавливается в реакции



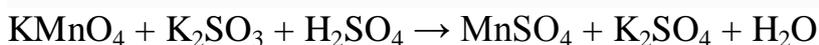
1. железо
2. кислород
3. углерод

3. Выберите уравнения реакций, в которых элемент углерод является окислителем.

1. $C + 2H_2 = CH_4$
2. $2C + O_2 = 2CO$
3. $CO_2 + 2Mg = 2MgO + C$
4. $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$
5. $C + 2H_2SO_4 = CO_2 + 2H_2O + 2SO_2$

4. Используя метод электронного баланса составить уравнение реакции, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель
 $NaNO_2 + NH_4Cl \rightarrow NaCl + 2H_2O + N_2$

5. Используя метод электронного и электронно-ионного баланса составить уравнение реакции, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель



Вопросы для повторения:

Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты с помощью метода электронного баланса:



Практическая работа №17

Закрепление умений по составлению ОВР, протекающих в разных средах.

Цель работы: углубить знания по составлению уравнений ОВР методом электронного баланса; закрепить умения по составлению уравнений ОВР, протекающих в различных средах.

Основные понятия: В любой ОВР один из участников – *восстановитель* отдает электроны, окисляется, то есть повышает свою степень окисления, а другой – *окислитель* принимает электроны, восстанавливается, то есть понижает степень окисления. Поэтому, если оба её участника находятся в высшей (окислители: $KMn^{+7}O_4 + HN^{+5}O_3$) или низшей степени окисления (восстановители: $H_2S^{-2} + HCl^{-1}$), то реакция невозможна.. Если же один из участников может повысить, а другой понизит свои степени окисления, реакция в принципе возможна ($HCl^{-1} + HN^{+5}O_3 \rightarrow$). Поэтому, прежде чем написать уравнение реакции, протекающей в смеси заданных веществ, нужно ответить на следующие вопросы:

- Возможна ли в принципе ОВР между данными веществами?
- Если да, то установить продукты реакции.
- Подобрать коэффициенты в уравнении реакции.

Порядок выполнения:

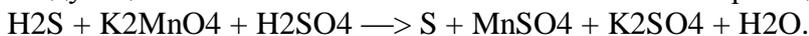
Задание 1.

Карточка 1. Определите валентность и степени окисления элементов в следующих соединениях:

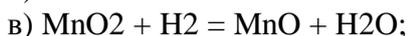
CH₄, Cl₂, CO₂, NH₃, C₂H₄, CH₃COOH.

В чем заключаются особенности определения степени окисления углерода в органических веществах?

Карточка 2. Методом электронного баланса найдите и поставьте коэффициенты в следующей схеме окислительно-восстановительной реакции:



Карточка 3. В каких из приведенных ниже уравнений реакций MnO₂ проявляет свойства окислителя, а в каких – восстановителя?



Задание 2.

Рассмотрим ОВР, где окислителем является KMnO₄, в составе которого марганец находится в высшей степени окисления +7. Продукты восстановления KMnO₄ зависят от кислотности среды:

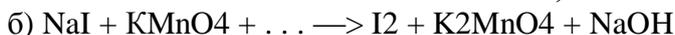
в кислой восстанавливается до Mn⁺², в нейтральной – до MnO₂, в щелочной – до K₂MnO₄

1. В приведённых ниже схемах даны продукты реакций. **Укажите реагенты**, составьте уравнения реакций, используя метод электронного баланса:

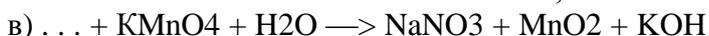
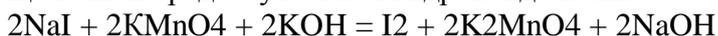
(учащиеся работают в парах сменного состава, затем для проверки ответ выводится на экран)



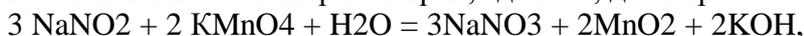
Ответ: т.к в результате реакции получается Mn⁺², следовательно процесс протекает в кислой среде с участием серной кислоты и образуется сульфат калия.



Ответ: т.к в результате реакции получается K₂MnO₄, следовательно процесс протекает в щелочной среде с участием гидроксида калия

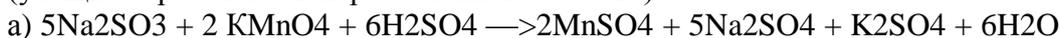


Ответ: в этой реакции окислитель KMnO₄ известен, легко предположить, что восстанавливается нитрит натрия, где N⁺³, до нитрата:

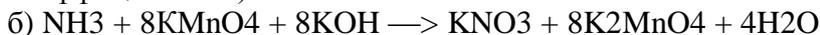


2. Обнаружьте и исправьте ошибки в приведённых уравнениях реакций:

(учащиеся работают в парах сменного состава)



(ошибочно стоят коэффициенты 6 перед формулами H₂SO₄ и H₂O; правильные коэффициенты 3)



(ошибочно стоят коэффициенты 8 и 4 перед формулами KOH и H₂O соответственно;

правильные коэффициенты 9 и 6)

3. Напишите уравнения реакции взаимодействия между хлором и горячим раствором гидроксида калия, подберите коэффициенты методом электронного баланса. Какую функцию выполняет бром в этой реакции? Вспомните, как называется такой тип ОВР.

Ответ: в этой реакции хлор одновременно является и окислителем, и восстановителем; такие реакции называются самоокисление-самовосстановление (диспропорционирование).



$\text{Cl}^0 - 5e \rightarrow \text{Cl}^{+5}$ 1 – окисление, восстановитель

$\text{Cl}^0 + 1e \rightarrow \text{Cl}^{-1}$ 5 – восстановление, окислитель

Задание 3.

Химический диктант.

Если вы согласны с утверждением, поставьте знак (+), если не согласны – поставьте знак (–).

1. Разбавленная HNO_3 с Cu восстанавливается до NO .
2. Концентрированная H_2SO_4 с Cu восстанавливается до SO_2 .
3. Концентрированная HNO_3 с Au восстанавливается до NO_2 .
4. При взаимодействии металлов Fe и Al с концентрированной H_2SO_4 продуктом восстановления является SO_2 .
5. Концентрированная HNO_3 с Cu восстанавливается только до NO_2 .
6. При взаимодействии разбавленной HNO_3 с металлами средней активности продуктами восстановления могут быть NO , N_2 .
7. В кислой среде KMnO_4 восстанавливается до солей Mn^{+2} .
8. KMnO_4 в нейтральной среде восстанавливается до K_2MnO_4 .
9. KMnO_4 в нейтральной среде восстанавливается до MnO_2 .
10. В щелочной среде KMnO_4 восстанавливается до K_2MnO_4 .

Ответы.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
+	+	-	-	+	+	+	-	+	+

Практическая работа №18

Изучение зависимости скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, поверхности соприкосновения веществ и наличия катализатора.

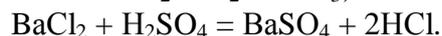
Цель работы: Экспериментально изучите зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, поверхности соприкосновения веществ и наличия катализатора.

Основные понятия: Скоростью химической реакции (v) называют изменение количества вещества реагента или продукта (Δv) за единицу времени (τ) в единице объема (V):

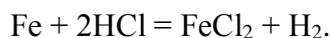
$$v = \Delta v / (V \cdot \tau).$$

Скорость реакции в данном случае обычно выражается в моль/(л·с).

Приведенное выражение относится к гомогенным химическим реакциям, протекающим в однородной среде, например между газами или в растворе:



Гетерогенные химические реакции идут на поверхности соприкосновения твердого вещества и газа, твердого вещества и жидкости и т.п. К гетерогенным реакциям относятся, например, реакции металлов с кислотами:



В этом случае скоростью реакции называют изменение количества вещества реагента или продукта (Δv) за единицу времени (τ) на единице поверхности (S):

$$v = \Delta v / (S \cdot \tau).$$

Скорость гетерогенной реакции выражается в моль/(м²·с).

Чтобы управлять химическими реакциями, важно не только уметь определять их скорости, но и выяснить, какие условия оказывают на них влияние. Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и влияние на нее различных факторов, называется *химической кинетикой*.

Химические реакции при высоких температурах протекают быстрее, чем при низких температурах, при повышении температуры на 10 С скорость химической реакции возрастает в два - четыре раза.

Порядок выполнения:

Оборудование. Штатив с пробирками, нагревательный прибор.

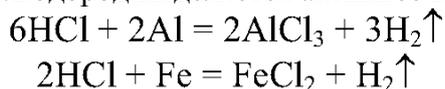
Вещества. Кислоты: соляная (10%-я), серная (20% -я); металлы: медь, железо, цинк, алюминий (в виде узких пластинок, кусочков проволоки, гранул); вода, кусочки мрамора и равная им по массе мелкая крошка мрамора, раствор медного купороса.

Соблюдайте правила техники безопасности при работе с кислотами и при нагревании веществ!

Выполнение работы.

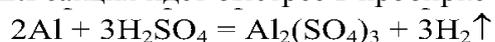
1. В две пробирки налейте по 2 мл соляной кислоты и опустите в одну пробирку алюминий, в другую железо. Наблюдайте за скоростью выделения водорода. Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от природы реагирующих веществ.
2. В одну пробирку налейте 2 мл серной кислоты, в другую — 1 мл серной кислоты и 1 мл воды. Опустите в каждую пробирку алюминий. Наблюдайте за скоростью выделения водорода. Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от концентрации кислот.
3. В две пробирки налейте по 2 мл серной кислоты, опустите в них алюминий в одинаковых количествах. Содержимое одной из пробирок нагрейте. В какой пробирке реакция идет быстрее? Почему?
4. В две пробирки налейте в равных объемах соляную кислоту (не более 1/4 объема пробирки). Поместите одновременно в одну из пробирок кусочек мрамора, в другую — равную по массе мраморную крошку. Наблюдайте, в какой из пробирок реакция закончится раньше. Почему? Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от поверхности соприкосновения реагирующих веществ.
5. В две пробирки налейте по 2 мл серной кислоты и поместите в них одинаковое количество (равное по массе) алюминия. Добавьте в одну из пробирок несколько капель раствора медного купороса. Что вы наблюдаете? Как образовавшаяся медь влияет на скорость химической реакции? Как называются ускоряющие химические реакции вещества?
6. На основании проведенных опытов сделайте вывод об условиях, влияющих на скорость химических реакций.

1. Водород выделяется активнее в пробирке с алюминием.



Вывод: чем активнее металл, тем быстрее идет реакция.

2. Реакция идет быстрее в пробирке с 2 мл серной кислоты.

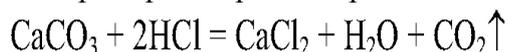


Вывод: чем больше концентрация, тем больше скорость реакции.

3. Быстрее идет реакция в нагретой пробирке.

Вывод: с увеличением температуры реакция идет быстрее.

4. С мраморной крошкой реакция идет быстрее, т.е. закончится раньше:



Вывод: чем больше поверхность соприкосновения реагирующих веществ, тем выше скорость реакции.

5. В пробирке, в которую добавили CuSO_4 , реакция идет быстрее, т.к. образующаяся из медного купороса медь играет роль катализатора.

Вещества, увеличивающие скорость реакции, но сами в реакцию не вступающие, называются катализаторами.

6. Условия, влияющие на скорость реакции:

- природа реагирующих веществ;
- концентрация реагирующих веществ;
- температура, при которой протекает реакция;
- поверхность соприкосновения реагирующих веществ;
- вещества, ускоряющие реакцию, — катализаторы.

Выводы:

1. Учитывая силу кислот и, следовательно, разную концентрацию ионов гидроксония (H_3O^+) в их растворах, объяснить различную скорость выделения свободного водорода ($\text{H}_2 \uparrow$). Как можно изменить условия обеих реакций, чтобы их скорости увеличились?
2. Объяснить причину большей скорости выделения пузырьков газа при взаимодействии кислоты с восстановленным железом (порошком)
3. Что наблюдается?
Объяснить большую скорость взаимодействия в одном из опытов
4. Сравнить результаты наблюдений, объяснить причину различной скорости химической реакции. Каким образом можно увеличить скорость реакции без нагревания?
5. Заполнить таблицу: **Факторы, влияющие на скорость химических реакций**

Особенности реакций	Примеры	Теоретическое обоснование
Природа реагирующих веществ	Металлы (K, Na) с водой реагируют с различной скоростью	Атомы металлов K и Na отдают электроны (окисляются) с разной скоростью, т. к. $R_K > R_{Na}$ (R – радиус атома)
Для гомогенных процессов скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ	Горение вещества в чистом кислороде активнее, чем в воздухе	Частота столкновений молекул реагирующих веществ зависит от их числа в единице объема, т. е. от концентрации
Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна поверхности соприкосновения реагентов	Вещества железо и сера в твердом состоянии реагируют достаточно быстро лишь в измельченном виде и при перемешивании	При измельчении и перемешивании увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ
При повышении температуры на каждые 10° скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза (правило Вант-Гоффа): $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$	Со многими веществами кислород начинает реагировать с заметной скоростью уже при обычной температуре (медленное окисление), а при повышении температуры скорость окисления резко увеличивается	Для химической реакции взаимодействующие молекулы должны быть активны (обладать достаточной кинетической энергией). При повышении температуры доля активных молекул возрастает
Скорость химической реакции	Разложение бертолетовой соли	В присутствии катализаторов

зависит от присутствия катализатора (или ингибитора): $A + K \rightarrow AK,$ $AK + B \rightarrow AB + K,$ $A + B \xrightarrow{K} AB$	(KClO ₃) и пероксида водорода (H ₂ O ₂) ускоряется в присутствии MnO ₂ . В присутствии ингибиторов соляная кислота становится инертной к металлам	молекулы, как правило, становятся реакционноспособными при более низкой температуре. Реакционная способность KClO ₃ проявляется при 400 °С, а в присутствии MnO ₂ – при 200 °С
--	---	--

Вопросы для повторения: Скорость химических реакций.

Практическая работа №19

Совершенствование навыков проведения химического эксперимента.

Цель работы: совершенствовать навыки проведения химического эксперимента; практическим путем подтвердить условия проведения реакций ионного обмена.

Основные понятия: Обратимые и необратимые реакции. Реакции, идущие в прямом и обратном направлении, называются обратимыми. Реакции необратимы, если: а) выпал осадок (реакция 4) б) выделился газ (реакция 2,3). Каталитические реакции, те, которые проходят с использованием катализатора.

Порядок выполнения:

Оборудование: пробирки, растворы соляной кислоты, гидроксида натрия, хлорида натрия, фосфата натрия, нитрата серебра, карбоната натрия, сульфата калия, сульфата меди (II), фенолфталеина.

Экспериментальная задача I.

Реакции ионного обмена, сопровождающиеся **образованием осадка.**

9. Берем сухую чистую пробирку.
10. Наливаем в нее 2-3 мл раствора хлорида натрия NaCl.
11. Берем вторую сухую чистую пробирку.
12. Наливаем в нее 2-3 мл фосфата натрия Na₃PO₄.
13. В каждую пробирку добавляем несколько капель раствора нитрата серебра AgNO₃.
14. Отмечаем образование осадка белого цвета в первой пробирке, желтого – во второй.
15. Делаем вывод: в пробирках образовались осадки, а значит прошла химическая реакция.
16. Приводим рабочее место в порядок.

Экспериментальная задача II. Реакции ионного обмена, сопровождающиеся выделением **газообразного вещества.**

10. Берем сухую чистую пробирку.
11. Наливаем в нее 2-3 мл раствора карбоната натрия Na₂CO₃.
12. Берем вторую сухую чистую пробирку.
13. Наливаем в нее 2-3 мл сульфата калия K₂SO₄.
14. В каждую пробирку добавляем несколько капель раствора соляной кислоты HCl.
15. **ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!**
16. Отмечаем выделение газа в обеих пробирках.
17. Делаем вывод: в пробирках образовались газообразные вещества, а значит прошла химическая реакция.
18. Приводим рабочее место в порядок.

Экспериментальная задача III.

Реакции ионного обмена, сопровождающиеся выделением **малодиссоциирующего вещества.**

20. Берем сухую чистую пробирку.
21. Наливаем в нее 2-3 мл раствора гидроксида **натрия NaOH**.
22. ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!
23. Добавляем в нее 1-2 капли раствора фенолфталеина.
24. Отмечаем изменение цвета раствора - стал малиновым.
25. Делаем вывод – раствор имеет щелочную среду.
26. Добавляем в пробирку раствор соляной кислоты **HCl** до обесцвечивания.
27. Делаем вывод: раствор стал нейтральным, то есть образуется вода – малодиссоциирующее вещество.
28. ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!
29. Берем вторую сухую чистую пробирку.
30. Наливаем в нее 4-5 мл раствора сульфата меди **CuSO₄** голубого цвета.
31. Добавляем к нему 2-3 мл раствора гидроксида натрия.
32. ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!
33. Наблюдаем образование осадка синего цвета **Cu(OH)₂** в результате реакции ионного обмена.
34. В пробирку добавляем в избытке раствор соляной кислоты **HCl**.
35. ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!
36. Отмечаем растворение прежнего осадка.
37. Делаем вывод: в пробирке образуется водный раствор соли, то есть образуется малодиссоциирующее вещество, а значит реакция прошла.
38. Приводим рабочее место в порядок.

Тема: Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца

19. Экспериментальная задача III
Берем сухую чистую пробирку.
20. Наливаем в нее 2-3 мл раствора гидроксида натрия **NaOH**.
ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!
21. Добавляем в нее 1-2 капли раствора фенолфталеина
22. Отмечаем изменение цвета раствора - стал малиновым
23. Делаем вывод – раствор имеет щелочную среду.
24. Добавляем в пробирку раствор соляной кислоты **HCl** до обесцвечивания.
25. Делаем вывод: раствор стал нейтральным, то есть образуется вода – малодиссоциирующее вещество.
26. ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!
27. Берем вторую сухую чистую пробирку.
28. Наливаем в нее 4-5 мл раствора сульфата меди **CuSO₄** голубого цвета.
29. Добавляем к нему 2-3 мл раствора гидроксида натрия
30. ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!
31. Наблюдаем образование осадка синего цвета **Cu(OH)₂** в результате реакции ионного обмена.
32. В пробирку добавляем в избытке раствор соляной кислоты **HCl**.
33. ТБ: с кислотой обращаемся аккуратно!
34. Отмечаем растворение прежнего осадка.
35. Делаем вывод: в пробирке образуется водный раствор соли, то есть образуется малодиссоциирующее вещество, а значит реакция прошла.
36. Приводим рабочее место в порядок.

Отчетные задания

Наблюдения, уравнения и выводы записываем в таблицу:

Номер опыта	Что делали	Что наблюдали	Вывод
1	Уравнения химических реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде		
2	Уравнения химических реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде		
3	Уравнения химических реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде		

Практическая работа №20

Формирование знаний об основных свойствах неметаллов, положения их в ПСХЭ.

Цель работы:

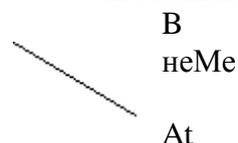
Основные понятия: Условные обозначения:

e – электрон, Э.О. – электроотрицательность Аллотропные видоизменения

A. – аллотропия (модификации)

X.p. – химическая реакция

Положение неметаллов в ПС.



Неметаллы расположены в основном в правом верхнем углу ПС, условно ограниченном диагональю бор-астат. **Строение атомов неметаллов.**

III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
B	C	N	O	F	Ne
$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$
$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$
$2s^2$ ↑	$2s^2$ ↑ ↑	$2s^2$ ↑ ↑ ↑	$2s^2$ ↑↓ ↑ ↑	$2s^2$ ↑↓ ↑↓ ↑	$2s^2$ ↑↓ ↑↓ ↑↓

↑↓		↑↓		↑↓		↑↓		↑↓		↑↓	
----	--	----	--	----	--	----	--	----	--	----	--

Для атомов неметаллов, по сравнению с атомами металлов **характерны:**

* меньший атомный радиус;

* четыре и более электрона на внешнем энергетическом уровне.

Отсюда и такое важнейшее свойство атомов неметаллов – тенденция к приёму недостающих до 8 электронов, т.е. окислительные свойства. Качественной характеристикой атомов неметаллов, т.е. своеобразной мерой их неметалличности, может служить электроотрицательность, т.е. свойство атомов химических элементов поляризовать химическую связь, оттягивать к себе общие электронные пары. Электроотрицательность – мера неметалличности, т.е. чем более электроотрицателен данный химический элемент, тем ярче выражены неметаллические свойства.

3. Кристаллическое строение неметаллов-простых веществ. Аллотропия.

Если металлы – простые вещества образованы за счет металлической связи, то для неметаллов – простых веществ характерна **ковалентная неполярная химическая связь**. В отличие от металлов неметаллы – простые вещества, характеризуются большим многообразием свойств. Неметаллы имеют различное агрегатное состояние при обычных условиях: * газы – $H_2, O_2, O_3, N_2, F_2, Cl_2$; * жидкость – Br_2 ; * твердые вещества – модификации серы, фосфора, кремния, углерода и др.

Гораздо богаче у неметаллов и спектр цветов: красный – у фосфора, красно-бурый – у брома, желтый – у серы, желто-зеленый – у хлора, фиолетовый – у паров йода. Элементы – неметаллы более способны, по сравнению с металлами, к **аллотропии**.

Способность атомов одного химического элемента образовывать несколько простых веществ называется аллотропией, а эти простые вещества – аллотропными видоизменениями или модификациями.

Образование различным числом атомов (кислород, озон), кристаллических форм (алмаз, графит).

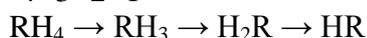
5. Химические свойства неметаллов.

Неметаллы в химических реакциях могут быть восстановителями и окислителями (фтор, кислород.)

6. Водородные соединения неметаллов.

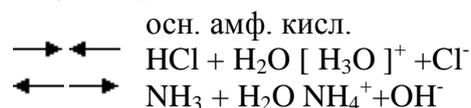
В отличие от металлов неметаллы образуют газообразные водородные соединения. Их состав зависит от степени окисления неметаллов.

-4 -3 -2 -1

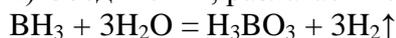


Летучие водородные соединения неметаллов можно разделить на три группы:

1) Хорошо растворимые в воде ($HCl, HBr, HI, H_2S, H_2Se, NH_3$), которые диссоциируют на ионы, проявляя кислотные и основные свойства.



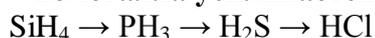
2) Соединения, разлагаемые водой:



3) Летучие водородные соединения

CH_4, PH_3 , которые не взаимодействуют с водой.

По периоду в ПС химических элементов с увеличением порядкового номера элемента – неметалла усиливается кислотный характер водородного соединения.



Выводы:

1) Элементы-неметаллы расположены в главных подгруппах ПС Д.И. Менделеева,

занимая её верхний правый угол.

2) На внешнем электронном слое атомов элементов-неметаллов находятся от ... до... электронов.

3) Неметаллические свойства элементов в периодах и в подгруппах с увеличением порядкового номера элемента.

4) Высшие кислородные соединения неметаллов имеют характер (кислотные оксиды и гидроксиды).

5) Атомы элементов-неметаллов способны как электроны, проявляя окислительные функции, так и их, проявляя восстановительные функции.

Порядок выполнения:

ТЕСТ

1) Вставьте слова, пропущенные в тексте.

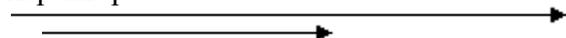
Атомы в отличие от атомов..... легко принимают наружные электроны, являются

2) Вставьте слова , пропущенные в тексте.

Неметаллические свойства элементов с увеличением порядкового номера в периодах

В группах неметаллические свойства элементов

3) Пользуясь периодической таблицей, запишите молекулярные формулы высших кислородных соединений неметаллов III периода. Как будет изменяться кислотный характер?



4) Запишите формулы водородных соединений элементов VII A группы. Как изменяются кислотные свойства с увеличением порядкового номера элемента?

5) Водород занимает в периодической таблице два места: в I A группе и в VII A группе. Запишите молекулярные формулы водородных соединений Na, K, Cl, F.

6) Какую высшую степень окисления имеют следующие элементы?

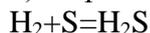
Азот +6

Хлор +5

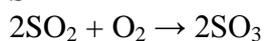
Сера +4

Кремний +7

7) Определите, окислителем или восстановителем является сера в следующих реакциях:



S —



S —

8) Наиболее ярко выраженные неметаллические свойства проявляет вещество, образованное из атомов, в которых число электронов во внешнем электронном слое равно.....

а) 4 б) 5 в) 6 г) 7

9) Наиболее электроотрицательными являются атомы.....

- серы
- фосфора
- кремния
- хлора

10) Типичному неметаллу соответствует следующая схема распределения электронов по электронным слоям:

- 2, 1
- 2, 8, 2
- 2, 8, 7

Поменяйтесь тестом с соседом и проверьте тест.

Вещества	Общие свойства	Отличительные свойства
Простые вещества – неметаллы		
Оксиды		
Кислоты		
Соли		

Задания для работы с учебником:

1. Выписать химические общие и специфические свойства неметаллов
2. Выписать химические общие и специфические свойства кислотных оксидов неметаллов
3. Выписать химические общие и специфические свойства кислот
4. Выписать химические общие и специфические свойства солей

Проверка заполнения таблицы производится учащимися самостоятельно, на экране высвечиваются свойства.

Вопросы для повторения: доказать качественный состав соли хлорид аммония – 1 вариант, сульфат аммония – 2 вариант

Практическая работа №21

Обобщение знаний химических свойств неметаллов и их соединений.

Цель работы: обобщить знание химических свойств неметаллов и их соединений, знание качественных реакций, закрепить умение составлять уравнения реакций в ионной и молекулярной форме, определять окислительно-восстановительные реакции и составлять для них электронный баланс.

Основные понятия:

Вопросы разминки.

Первой группе:

М.В. Ломоносов в статье, опубликованной в 1745 г., писал: “При растворении какого-либо неблагородного металла, особенно железа, в кислотах из отверстия склянки вырывается горячий пар”. Что это за вещество?

Второй группе:

Семен Исаакович Вольфович (1896 – 1980) в одной из лабораторий Московского университета на Моховой получал это вещество в электрической печи при электротермической возгонки фосфоритов. Когда он поздно возвращался домой по почти не освещенным в то время улицам Москвы, его одежда излучала голубоватое свечение, а из-под ботинок высекались искры. Вскоре среди жителей Моховой улицы стали передаваться рассказы о “светящемся монахе”. Назовите вещество, которое получал Вольфович

Третьей группе:

Шведский химик так описал один свой опыт, выполненный в 1774 г.: “Я поместил смесь черной магнезии (оксид марганца) с muriевой кислотой (соляной) в реторту, к горлышку которой присоединил пузырь, лишенный воздуха, и поставил ее на песчаную баню. Пузырь наполнился газом. Газ имел желто-зеленный цвет, пронзительный запах”. Назовите этот газ.

Четвертой группе:

У Куртуа был любимый кот, который во время обеда сидел обычно на плече своего хозяина. Куртуа часто обедал в лаборатории. В один из дней во время обеда кот, чего-то испугавшись, прыгнул на пол, но попал на бутылки, стоявшие около стола. В одной из

бутылок находилась суспензия золы водорослей, а в другой – концентрированная серная кислота. Бутылки разбились и с пола стали подниматься клубы сине-фиолетового пара, которые оседали на окружающих предметах в виде черно-фиолетовых кристаллов с металлическим блеском. Так был открыт новый элемент...

Порядок выполнения:

Опыт 1. Соли угольной кислоты.

Получение малорастворимых карбонатов стронция и бария. В 2 пробирки налейте по 1-2 мл раствора карбоната натрия и прилейте в одну пробирку раствор соли бария, в другую – раствор соли стронция. Какого цвета осадки Вы получили?

К полученным осадкам прилейте по 2-3 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдается? Почему полученные карбонаты растворились в уксусной кислоте? Запишите значения констант диссоциации угольной и уксусной кислот из табл. 3 приложения.

Напишите уравнения реакций образования и растворения осадков. Сделайте вывод о том, как можно отличить карбонатные породы от других пород?

Опыт 2. Свойства аммиака.

а) Налейте в пробирку 1-2 мл водного раствора аммиака и добавьте в нее 1-2 капли лакмуса. В какой цвет окрасится раствор? Какими кислотно-основными свойствами обладает NH_4OH ?

Напишите уравнение диссоциации гидроксида аммония.

Пользуясь данными табл.3 приложения запишите значение величины константы диссоциации для данного соединения. В каком направлении смещено это равновесие?

в) В пробирку налейте 1-2 мл раствора KMnO_4 и столько же концентрированного раствора аммиака. Смесь слегка подогрейте над газовой горелкой. Что произошло с окраской раствора? Напишите уравнение реакции, учитывая, что образовался азот и нерастворимый в воде оксид марганца(IV) - MnO_2 .

Составьте схему электронного баланса и укажите, какие свойства проявляет аммиак в этой реакции.

Опыт 3. Окислительные и восстановительные свойства солей азотистой кислоты.

а) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора йодида калия, подкислите раствор 1-2 каплями серной кислоты и прилейте 2-3 мл раствора нитрита натрия. Объясните изменение цвета раствора. Долейте в пробирку 2-3 капли бензола и перемешайте раствор. Фиолетовая окраска бензольного кольца указывает на выделение в результате реакции свободного йода. Как изменилась степень окисления азота?

Напишите уравнение реакции. Составьте схему электронного баланса. Какие свойства проявляет нитрит-ион в этой реакции?

б) В пробирку налейте 1-2 мл раствора перманганата калия KMnO_4 , подкислите раствор 2-3 каплями раствора серной кислоты и прилейте 2-3 мл раствора нитрита натрия. Как изменился цвет раствора?

Напишите уравнение реакции, учитывая, что одним из продуктов реакции является бесцветный сульфат марганца.

Опыт 4. Нерастворимые сульфиды.

Внимание! Опыт не выполняется! Ожидаемые результаты обсудите с преподавателем.

Нанесите на полоску фильтровальной бумаги по капле растворов сульфата цинка, хлорида кадмия, нитрата ртути, нитрата серебра. Нанесите на те же участки фильтровальной бумаги по капле раствора сульфида натрия. Отметьте цвета получившихся осадков.

Напишите уравнения реакций. Выпишите из данных табл. 4 соответствующие значения ПР для получаемых соединений. Что можно сказать о растворимости получаемых соединений?

Опыт 5. Качественная реакция на сульфат-ион.

Налейте в пробирку несколько капель растворимой соли серной кислоты и добавьте раствор хлорида бария. Запишите наблюдения и укажите цвет выпавшего осадка.

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Добавьте в пробирку 1-2 мл раствора соляной кислоты. Наблюдается ли растворение осадка? Сделайте вывод по результатам опыта.

Опыт 6. Дегидратирующее действие серной кислоты.

Стеклянной палочкой, смоченной концентрированным раствором серной кислоты, напишите что-нибудь на полоске фильтровальной бумаги. Осторожно нагрейте бумагу, например над пламенем спиртовки. Что наблюдается?

Объяснить наблюдаемое явление, имея в виду, что общая формула клетчатки $(C_6H_{12}O_6)_x$, а почернение бумаги связано с образованием углерода.

Опыт 7. Реакции обнаружения галогенид-ионов.

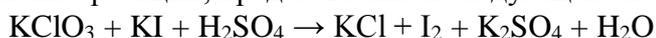
В три пробирки налейте по 1-2 мл растворов: в первую – хлорида натрия, во вторую – бромида калия и в третью – йодида калия. Во все три пробирки добавьте по 2-3 капли нитрата серебра. Какого цвета получены осадки?

Напишите уравнения реакций. Какой из осадков характеризуется меньшей растворимостью? Из данных табл. 4 приложения выпишите значения величин произведения растворимости (ПР) для полученных практически нерастворимых веществ.

Опыт 8. Окислительные свойства солей хлорноватой кислоты.

В пробирке к 1-2 мл хлората калия долить такой же объем йодида калия. Проходит ли реакция? Добавьте в пробирку 3-4 капли разбавленной серной кислоты. Произошло ли изменение цвета раствора в пробирке?

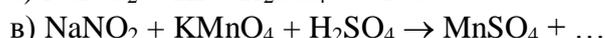
Напишите уравнение реакции, представленной следующей схемой:



Сделайте вывод об окислительных свойствах хлоратов, учитывая, что они обладают окислительными свойствами в кислой среде.

Вопросы для повторения:

1. Напишите строение электронной оболочки углерода в основном и возбужденном состоянии. Какие валентности может иметь углерод?
2. Напишите уравнения реакций, протекающих при пропускании оксида углерода (IV) через раствор гидроксида кальция.
3. Какими свойствами обладает азотистая кислота и ее соли в окислительно-восстановительных реакциях? Закончите следующие уравнения реакций:



4. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляет оксид серы (IV) и соли сернистой кислоты? Допишите уравнения реакций и составьте схемы электронного баланса:



5. Напишите химические оксидов и формулы соответствующих им кислот, содержащих хлор в степенях окисления +1, +3, +5 и +7. Назовите эти кислоты и приведите названия их солей. Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства соединений хлора с данными степенями окисления?

Практическая работа №22.

Формирование знаний учащихся об основных свойствах металлов и образуемых ими простых и сложных веществ.

Цель работы: обобщить знания учащихся об основных свойствах элементов-металлов и образуемых ими простых и сложных веществ.

Основные понятия:

Формулируем общие характеристики элементов металлов I-III групп главных подгрупп.

1. Семейство (тип элемента) – s или p.
2. Число электронов на последнем энергетическом уровне (валентные электроны) – соответствует номеру группы.
3. Степени окисления в соединениях – постоянные.
4. Свойства простого вещества – металлические.
5. Свойства соединений элементов с позиций теории окислительно-восстановительных реакций – восстановительные.
6. Характер оксидов и гидроксидов – основной, у Al – амфотерный.

Характеристика элементов-металлов побочных подгрупп.

1. Семейство (тип элемента) – d.
2. Число электронов на последнем энергетическом уровне – 1-2.
3. Число валентных электронов – как правило, соответствует номеру группы (кроме VIII).
4. Степени окисления в соединениях – переменные.
5. Свойства соединений элементов – окислительные и восстановительные.
6. Характер оксидов и гидроксидов – основной, амфотерный и кислотный.

Интеллектуальная разминка:

1. Выберите группу элементов, в которой находятся только металлы:
А) Al, As, P; Б) Mg, Ca, Si; В) K, Ca, Pb
2. Укажите общее в строении атомов K и Li:
А) 2 электрона на последнем электронном слое;
Б) 1 электрон на последнем электронном слое;
В) одинаковое число электронных слоев.
3. Металлический кальций проявляет свойства:
А) окислителя Б) восстановителя;
В) окислителя или восстановителя в зависимости от условий.
4. Дайте общее название приведённым ниже группам веществ:
А) Известняк, гипс, фосфорит; мрамор; (Ответ: Природные соединения кальция)
Б) Литий, натрий, калий, рубидий, цезий; (Ответ: Щелочные металлы, металлы I группы главной подгруппы)
В) CrO, FeO, MnO, Na₂O; (Ответ: Основные оксиды)

Порядок выполнения:

Выполнить задания:

Уровень А.

Задание № 1. О физических свойствах какого металла идёт речь: серебристо-белого цвета, режется ножом, легкоплавкий?

1) Кальций; 2) Натрий. (Ответ: 2)

Задание № 2. Какую степень окисления проявляет алюминий в соединениях?

1) +1, +3; 2) +3; 3) -3. (Ответ: 2)

Задание № 3. Какой из металлов наиболее распространён в природе?

1) Ba; 2) Na; 3) Al. (Ответ: 3)

Уровень Б.

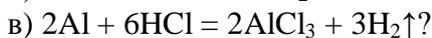
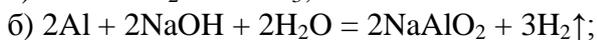
Задание № 1. Какие свойства проявляют щелочные металлы в химических реакциях?

1) Восстановительные; 2) Окислительные и восстановительные. (Ответ: 1)

Задание № 2. К какому типу элементов относится кальций?

1) p-элемент; 2) s-элемент; 3) d-элемент. (Ответ: 2)

Задание № 3. Какие из уравнений химических реакций доказывают свойства алюминия как промежуточного элемента между металлами и неметаллами:



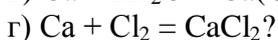
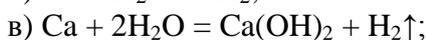
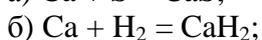
1) а, в; 2) б. (Ответ: 2)

Уровень С.

Задание № 1. Какая схема строения последнего энергетического уровня соответствует атому алюминия?

1) $3s^1$; 2) $3s^2 3p^1$; 3) $4s^2$. (Ответ: 2)

Задание № 2. Какие из указанных реакций характеризуют восстановительные свойства кальция:



1) а, б, в, г; 2) только а и г. (Ответ 1)

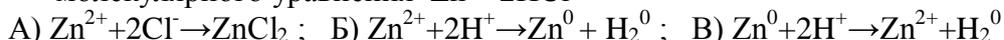
Задание № 3. У какого элемента ярче выражены металлические свойства и почему?

1) Na; 2) K; 3) Rb; 4) Cs. (Ответ: 4, больший радиус атома)

Итоговое тестирование

Вариант № 1

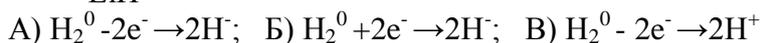
1. Найдите сокращенное ионное уравнение, соответствующее левой части молекулярного уравнения $Zn + 2HCl \rightarrow$



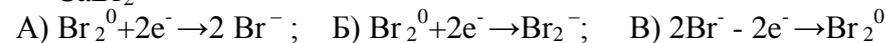
2. Найдите сокращенное ионное уравнение, соответствующее левой части молекулярного уравнения: $Fe(NO_3)_2 + K_3PO_4 \rightarrow$



3. Найдите электронное уравнение, соответствующее данной схеме реакции: $Li + H_2 \rightarrow LiH$



4. Найдите электронное уравнение, соответствующее данной схеме реакции: $Ca + Br_2 \rightarrow CaBr_2$



5. Найдите электронные уравнения, соответствующие данной схеме реакции. Ответов может быть несколько или не быть вообще. Не все ответы являются верными

№	Дана схема реакции	№ ответа	Полуреакция в электронном балансе
1.	$Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$	А)	$H_2^0 + 2e^- \rightarrow 2H^-$
2.	$Li + H_2 \rightarrow LiH$	Б)	$Cl_2^0 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$
3.	$Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$	В)	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2^0$
4.	$Li + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$	Г)	$2Cl^- - 2e^- \rightarrow 2Cl^0$
5.	$FeO + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$	Д)	$Fe^0 - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$

		Е)	$\text{Fe}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
--	--	----	--

Вариант № 2

- Найдите сокращенное ионное уравнение, соответствующее левой части молекулярного уравнения: $\text{Ba} + \text{HCl} \rightarrow$
 А) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{BaCl}_2$; Б) $\text{Ba}^0 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{H}_2^0$; В) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ba}^0 + \text{H}_2^0$
- Найдите сокращенное ионное уравнение, соответствующее левой части молекулярного уравнения: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow$
 А) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$; Б) $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; В) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- Найдите электронное уравнение, соответствующее данной схеме реакции: $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
 А) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$; Б) $\text{Na}^0 - \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^+$; В) $\text{H}_2^0 - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+$
- Найдите электронное уравнение, соответствующее данной схеме реакции: $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$
 А) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$; Б) $\text{H}_2^0 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^-$; В) $\text{H}_2^0 - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+$
- Найдите электронные уравнения, соответствующие данным схемам реакции.
 Ответов может быть несколько или не быть вообще. Не все ответы являются верными

№	Дана схема реакции	№ ответа	Полуреакция в электронном балансе
1.	$\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$	А)	$\text{Na}^0 - \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^+$
2.	$\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow \text{NaH}$	Б)	$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$
3.	$\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2$	В)	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$
4.	$\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$	Г)	$\text{H}_2^0 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^-$
5.	$\text{Na}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Д)	$\text{H}_2^0 - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+$
		Е)	$\text{Cl}_2^0 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$

Вопросы для повторения:

Повторение проводится в форме фронтальной беседы.

- Составьте схему распределения электронов по орбиталям в атоме железа. Определите количество валентных электронов.
- Охарактеризуйте свойства простого вещества железа (тип кристаллической решетки, характер связи, физические свойства).
- Какая степень окисления железа в следующих соединениях: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, FeCl_3 , K_2FeO_4 , Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
- Что является реактивом на катионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .
- Какая степень окисления хрома в следующих соединениях: $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CrO_3 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, H_2CrO_4 , CrO , Cr_2O_3 .

Практическая работа №23.

Обобщение знаний о свойствах металлов.

Цель работы: Уметь доказывать химические свойства металлов, записывать уравнения реакций в молекулярном и окислительно-восстановительном виде; объяснять изменения физических и химических свойств металлов в периоде и в группе, подчеркнуть причинно-следственную зависимость состава, строения и свойств металлов; составлять схемы, конспекты, проводить сравнения, делать обобщения, выводы.

Основные понятия: При изучении общих свойств металлов следует обратить внимание на особенность их внутренней структуры. Слабая связь валентных электронов с ядром у атомов металлов приводит к возникновению металлической связи. Кристаллическое и жидкое состояние металлов характеризуется тем, что часть их валентных электронов находится в свободном состоянии. Наличием свободных электронов и обусловлены многие общие для всех металлов свойства: электро- и теплопроводность. При химических реакциях атомы типичных металлов всегда отдают электроны и превращаются в катионы. Чем легче металл отдаёт свои электроны, тем он активнее. Химически активные металлы – энергичные восстановители, в реакциях они окисляются. К ним относятся металлы главных подгрупп первой и второй групп (щелочные и щелочноземельные). А такие металлы, как ртуть, серебро, золото, платина химически малоактивны, с трудом окисляются, их восстановительная способность выражена слабо. Для сравнения восстановительной способности металлов существует ряд напряжений металлов. В соответствии с ним слева направо уменьшается восстановительная способность металлов и увеличивается окислительная способность их ионов:

K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au
 $K^+, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Ni^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}, H^+, Cu^{2+}, Ag^+, Hg^{2+}, Pt^{2+}, Au^{3+}$

Выводы:

- ◆ Чем левее расположен металл, тем он химически более активен и обладает большей восстановительной способностью;
- ◆ Все металлы, расположенные левее водорода, вытесняют его из большинства разбавленных кислот;
- ◆ Каждый металл способен вытеснять из солей все другие металлы, расположенные в ряду напряжений правее его.

Металлы как восстановители могут вступать в реакции с различными окислителями: с простыми веществами (кислородом, хлором, серой, углеродом и др.), образуя соответственно оксиды, хлориды, сульфиды и карбиды; с кислотами; с солями других металлов. Для ознакомления с химическими свойствами металлов обратитесь к табл. 1.

Таблица 1

Химическая активность металлов

Свойство металлов	K Na Ca Mg Al Mn Zn Fe Cr Ni Sn Pb										Cu Hg Ag			Pt Au	
Нахождение в природе	Только в виде соединений										В виде соединений и в свободном состоянии			В свободном состоянии	
Промышл. способы получения	Электролиз расплавов		Восстановление (C, Al) или электролиз растворов								Выплавка из руды				
Окисляемость кислородом	Очень быстрая	Окисление при н.у.					Окисление при нагревании			Не окисляются					
Отношение к воде	Вытесняют H ₂ из воды при н.у.	Вытесняют H ₂ из воды при нагревании					Не реагируют с водой								
Отношение к кислотам	Реагируют с разб. и конц. кислотами, выделяя H ₂ или другие продукты восстановления кислот и образуя соль										Окисляются конц. кислотами–окислителями			Не окисляются конц. кислотами–окислителями	

При нахождении металла в растворе, содержащем более активный окислитель в виде иона (имеющего больший электродный потенциал, см. табл. 2), он может окисляться с переходом его ионов в раствор.

Таблица 2

Стандартные электродные потенциалы металлов

Электрод	Электродный потенциал, E ₀ , В	Электрод	Электродный потенциал, E ₀ , В
Li/Li ⁺	– 3,045	Cd/Cd ²⁺	– 0,403
Rb/Rb ⁺	– 2,925	Co/Co ²⁺	– 0,277
K/K ⁺	– 2,924	Ni/Ni ²⁺	– 0,250
Cs/Cs ⁺	– 2,923	Sn/Sn ²⁺	– 0,136
Ba/Ba ²⁺	– 2,900	Pb/Pb ²⁺	– 0,127
Ca/Ca ²⁺	– 2,870	Fe/Fe ³⁺	– 0,037
Na/Na ⁺	– 2,714	H ₂ /2H ⁺	0,000
Mg/Mg ²⁺	– 2,370	Sb/Sb ³⁺	0,200
Al/Al ³⁺	– 1,700	Bi/Bi ³⁺	0,215
Ti/Ti ²⁺	– 1,603	Cu/Cu ²⁺	0,340
Zr/Zr ⁴⁺	– 1,580	Cu/Cu ⁺	0,520
Mn/Mn ²⁺	– 1,180	Hg/Hg ²⁺	0,800
V/V ²⁺	– 1,180	Ag/Ag ⁺	0,850
Cr/Cr ²⁺	– 0,913	Pt/Pt ²⁺	1,190
Zn/Zn ²⁺	– 0,763	Au/Au ³⁺	1,500
Cr/Cr ³⁺	– 0,740	Au/Au ⁺	1,700
Fe/Fe ²⁺	– 0,440		

Рассмотрим взаимодействие металлов с растворами солей. Здесь окислителем является катион соли.

Пример 1. Железо погружено в раствор сульфата меди (II) с концентрацией 1 М. По таблице 2 находим, что $E_0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) = -0,44 \text{ В} < E_0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0,34 \text{ В}$, поэтому ионы меди являются более сильными окислителями, чем ионы железа. Значит, на поверхности железа пойдут процессы: окисления $\text{Fe} - 2e = \text{Fe}^{2+}$ и восстановления $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$. Суммарное ионное уравнение: $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$, суммарное молекулярное уравнение $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.

При взаимодействии металлов с соляной и разбавленной серной кислотами в роли окислителя выступает ион водорода. Эти кислоты энергично взаимодействуют со многими металлами (потенциал которых ниже, чем потенциал водородного электрода), с образованием солей и выделением свободного водорода.

Пример 2. Взаимодействие алюминия с соляной кислотой. $E_0(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = -1,700 \text{ В}$. Реакция пойдет следующим образом: процесс восстановления $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$, процесс окисления $\text{Al} - 3e = \text{Al}^{3+}$. Суммарное ионное уравнение: $2\text{Al} + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2$. Молекулярное уравнение: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$.

Пример 3. Серебро в растворах разбавленных кислот растворяться не будет, так как $E_0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,85 \text{ В}$ больше $E_0(\text{H}_2/2\text{H}^+) = 0 \text{ В}$, поэтому реакция не пойдет.

При взаимодействии металлов с концентрированной серной кислотой возникает ряд особенностей, связанных с тем, что здесь окислителем является сульфат-анион SO_4^{2-} . При его восстановлении степень окисления серы уменьшается от +6 до +4, 0, –2. Это зависит от активности металла, то есть от его электродного потенциала. **Так, в случае неактивного металла ($E_0 > -0,5 \text{ В}$) сера восстанавливается до +4 (SO_2), а в случае активного металла ($E_0 < -0,5 \text{ В}$) сера восстанавливается до 0 (S) или –2 (H_2S).**

Пример 4. В раствор концентрированной серной кислоты помещён цинк. Так как для цинка $E_0 = -0,763 \text{ В}$, значит, сульфат-анион SO_4^{2-} способен восстанавливаться до H_2S ; процесс восстановления: $\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$, процесс окисления: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$.

Взаимодействие металлов с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. В азотной кислоте окислителем является нитрат-анион NO_3^- . Характерная особенность азотной кислоты состоит в том, что при её действии на металлы **не происходит выделения газообразного водорода**. Дело в том, что азотная кислота, являясь сильным окислителем, способна восстанавливаться в водном растворе (особенно под действием света): $2\text{HNO}_3 =$

$=2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$. Поэтому водород, который мог бы выделиться из азотной кислоты при действии на неё металла, окисляется в воду образующимся атомарным кислородом. При восстановлении нитрат-аниона степень окисления азота уменьшается с +5 до +4, +3, +2, +1, 0, -3. При этом образуются различные оксиды азота. Степень окисления азота также зависит от концентрации кислоты и активности металла, например:

Активность металла	Концентрация кислоты	Продукт восстановления
Высокая ($E_0 < 0,5$)	Разбавленная	N_2O
Средняя ($0,5 < E_0 < 0$)	Разбавленная	NO, N_2
Низкая ($E_0 > 0$)	Очень разбавленная	NH_3, NO
Любая ($0 < E_0, E_0 < 0$)	Концентрированная	NO_2

Пример 5. Серебро помещено в раствор разбавленной азотной кислоты. Так как серебро относится к неактивным металлам (см. табл. 2), то реакция пойдет следующим образом: $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$. Здесь процесс восстановления: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$. Процесс окисления: $\text{Ag} - \text{e} = \text{Ag}^+$.

Если же серебро находится в концентрированном растворе азотной кислоты, то вероятна следующая реакция: $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Здесь процесс восстановления $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, а процесс окисления: $\text{Ag} - \text{e} = \text{Ag}^+$.

При взаимодействии металлов с водой окислителем выступает ион водорода.

Теоретически с водой реагируют металлы, имеющие в нейтральной среде меньший потенциал, чем потенциал водорода. Наиболее бурно при н.у. с водой способны реагировать только щелочные и щелочноземельные металлы.

Пример 6. Взаимодействие натрия с водой. Так как $E_0(\text{Na}/\text{Na}^+) \ll E_0(\text{H}_2/2\text{H}^+)$, реакция пойдет следующим образом: процесс восстановления $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$, процесс окисления $\text{Na} - \text{e} = \text{Na}^+$. Суммарное уравнение реакции: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$.

Медь с водой при н.у. взаимодействовать не будет, так её потенциал (см. табл. 2) превышает потенциал водорода.

Порядок выполнения:

Взаимодействие металла с солями.

Взять три пробирки, в каждую из которых опустить по кусочку цинка. В первую пробирку на $\frac{1}{4}$ объема прилить раствора хлорида железа (III), во вторую – сульфата меди, в третью – нитрата свинца. Что происходит на поверхности цинка? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, указать процессы окисления и восстановления, используя ряд напряжений металлов и таблицу 2.

Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой.

В одну пробирку поместите кусочек железа, в другую – цинка, в третью – меди и прибавьте немного разбавленной серной кислоты. Объясните и опишите происходящие явления. Составить уравнения происходящих реакций в молекулярной и ионной формах, указать процессы окисления и восстановления.

Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой

В одну пробирку поместить кусочек цинка, в другую – меди. Добавить в пробирки на $\frac{1}{4}$ от объёма концентрированной серной кислоты и осторожно (обязательно под тягой!) нагреть на спиртовке. Какие вещества получаются в каждом случае? Составить молекулярные уравнения, указать процессы окисления и восстановления в каждом случае, подобрать коэффициенты путём составления электронного баланса.

Взаимодействие меди с азотной кислотой

В две пробирки опустить по одному кусочку меди. В одну пробирку добавить $\frac{1}{4}$ разбавленной азотной кислоты, в другую столько же – концентрированной. Опыт производить под тягой!. Определить, какие продукты получаются. Написать уравнения для процессов окисления-восстановления и суммарное уравнение реакций, подобрать коэффициенты.

Взаимодействие магния с водой

Кусочек магниевой ленты очистить наждачной бумагой от налета оксида. В пробирку прилить $\frac{1}{4}$ дистиллированной воды и опустить в неё магний. Идёт ли реакция при комнатной температуре? Добавить в пробирку 2-3 капли фенолфталеина и осторожно нагреть её. Что наблюдается? Составить реакцию в молекулярной и ионной формах, выделить процессы окисления–восстановления.

Вопросы для повторения:

1. Ряд напряжений металлов. Характеристика восстановительных свойств металлов по ряду напряжения.
2. Характеристика общих химических свойств металлов.
3. Особенности взаимодействия металлов с азотной и концентрированной серной кислотами.
4. Никелевые пластинки опущены в водные растворы хлорида железа (III) и хлорида меди (II). В каком случае протекает растворение никеля? Составить уравнения молекулярных и ионных реакций.
5. Возможно ли растворение ртути в соляной, серной и азотной кислотах? Написать уравнения возможных реакций, указать окислительно-восстановительные процессы.
6. Какие металлы растворяются в разбавленной серной кислоте: железо, олово, висмут, платина? Ответ мотивировать составлением реакций, используя ряд напряжений металлов.

Практическая работа №24.

Формирование понятий о теории А.М. Бутлерова, об изомерии, структурных формулах органических веществ.

Цель работы:

Познакомить учащихся с предпосылками возникновения теории строения органических веществ, основными положениями теории А.М.Бутлерова. Уметь доказывать эти положения.

1. Сформировать понятие об изомерии, изомерах, структурных формулах простейших органических веществ (полные и сокращенные), определять изомеры, гомологи.
2. Знать значение теории строения органических веществ и основные направления ее дальнейшего развития, причины многообразия органических веществ.
3. Продолжить формирование мировоззренческих понятий: о материальном единстве неорганических и органических веществ, познаваемости природы, причинно-следственной зависимости между строением и свойствами органических веществ.
4. Составить структурные формулы веществ, записать состав каждого из них при помощи молекулярной формулы.
5. Определить, какие из них являются гомологами, а какие – изомерами. Указать номера соответствующих веществ.

Основные понятия:

Основные положения теории химического строения А. М. Бутлерова и их доказательства. Эти положения А. М. Бутлеров сформулировал в 1858 - 1861 годах.

1-е положение. Атомы в молекулах реально существуют. *Доказательство данного положения*

В 1828 г. ученик Я. Берцелиуса - немецкий ученый Ф. Веллер из неорганических веществ впервые синтезировал органическое вещество - мочевины.

В 1845 г. немецкий химик А. Кольбе искусственным путем получил уксусную кислоту. В 1854 г. французский химик М. Берглю синтезировал жир. А русский ученый А. М. Бутлеров в 1861 году впервые синтезом получил сахаристое вещество. Синтезы веществ, ранее вырабатываемых

только живыми организмами, следовали один за другим. Они показали, что органические соединения могут быть получены человеком в лаборатории так же, как и неорганические, при помощи обычных химических приемов. Все это привело к установлению в органической химии материалистических представлений.

2-е положение. Соединение атомов в молекулы происходит не в беспорядке, а в определенной последовательности, согласно их валентности. Углерод в соединениях четырехвалентный.

Доказательство данного положения

Это положение относится к строению молекул всех веществ. В молекулах предельных углеводородов атомы углерода, соединяясь друг с другом, образуют цепи. При этом строго соблюдается четырехвалентность атомов углерода и одновалентность водородных атомов.

Например: CH_4 C_2H_6 C_3H_8

Пишем молекулярные формулы и структурные формулы.

3-е положение. Свойства веществ зависят не только от качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле (явление изомерии).

Доказательство данного положения

Изучая строение молекул углеводородов, А. М. Бутлеров пришел к выводу, что у этих веществ, начиная с бутана (C_4H_{10}), возможен различный порядок соединения атомов при одном и том же составе молекул.

Так, в бутане возможно двоякое расположение атомов углерода: в виде прямой (неразветвленной) и разветвленной цепи. Эти вещества имеют одинаковую молекулярную формулу, но разные структурные формулы и разные свойства (температуру кипения). Следовательно, это разные вещества. Такие вещества называли изомерами.

Вещества, имеющие одинаковый состав молекул (одну и ту же молекулярную формулу), но различное химическое строение и обладающие поэтому разными свойствами, называются изомерами.

А явление, при котором может существовать несколько веществ, имеющих один и тот же состав и одну и ту же молекулярную массу, но различающихся строением молекул и свойствами, называют явлением изомерии.

Причем с увеличением числа атомов углерода а молекулах углеводородов увеличивается число изомеров. Например, существует 75 изомеров (различных веществ), отвечающих формуле $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$, и 1858 изомеров с формулой $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$.

Для состава C_5H_{12} могут существовать следующие изомеры (их три)-
написать

Показать правила составления изомеров и дать по ходу урока домашнее задание: составить возможные изомеры для состава: а) C_6H_{14} ; б) C_7H_{16} .

Вывод 1. Наличие изомеров - одна из причин многообразия органических соединений.

4-е положение. По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению - предвидеть свойства.

Доказательство данного положения

Это положение можно доказать на примере неорганической химии.

Пример. Если данное вещество изменяет окраску фиолетового лакмуса на розовый цвет, взаимодействует с металлами, стоящими до водорода, с основными оксидами, основаниями, то мы можем предположить, что это вещество относится к классу кислот, т.е. в своем составе имеет атомы водорода и кислотный остаток. И, наоборот, если данное вещество относится к классу кислот, то проявляет вышеперечисленные свойства. *Например:* H_2SO_4 - серная кислота

5-е положение. Атомы и группы атомов в молекулах веществ взаимно влияют друг на друга.

Доказательство данного положения

Это положение можно доказать на примере неорганической химии.

Для этого надо сравнить свойства водных растворов NH_3 , HCl , H_2O (действие индикатора).

Во всех трех случаях в состав веществ входят атомы водорода, но они соединены с разными атомами, которые оказывают различное влияние на атомы водорода, поэтому свойства веществ различны.

2. **Значение теории** для развития науки. Основные направления ее развития.

- а) Теория подтвердила научное понимание природы.
- б) Теория углубила представление о веществе на основе атомно-молекулярного учения.
- в) Теория объяснила и систематизировала накопленные в химии факты, способствовала предсказанию новых веществ и выяснению их строения для развития химической промышленности.
- г) Теория дала научную основу для классификации, основанной на строении углеродной цепи (ациклические и циклические соединения).

Для построения названия органического соединения по международной номенклатуре следует:

1. **Выбрать основную углеродную цепь.** Для алканов основной считается самая длинная цепь атомов углерода.
2. **Пронумеровать атомы углерода в основной цепи,** начиная с той стороны, ближе к которой находится наиболее важная составляющая молекулы. Для алканов нумеруют цепь, начиная с наиболее разветвленной стороны.
3. **Перечислить боковые радикалы,** начиная с наименьшего. Перед названиями радикалов цифрами указываются номера атомов углерода, с которыми они соединены. Если в соединении несколько одинаковых радикалов, после цифр ставится умножающий префикс ди-, три-, тетра и т.д. Само название радикала состоит из корня, соответствующего числу атомов углерода в боковом радикале и суффикса *ил*. Например, CH_3 – метил, C_2H_5 – этил.
4. **Назвать основную цепь.** Название основной цепи состоит из корня, соответствующего числу атомов углерода в основной цепи и суффикса, соответствующего классу вещества. Для алканов, как уже говорилось, это суффикс *ан*.

Порядок выполнения:

Привести примеры изомеров состава:

1. C_9H_{20} :
2. 2,3,5-триметилгексан
3. 2,4-диметил-3-этилпентан (основную цепь пронумеруйте самостоятельно)
4. 3-метилпентан
5. 2,5-диметил-5-этилгептан
6. 2,2,3-триметил-5-бутилнонан
7. 2,2,3,3-тетраметилбутан
8. 3-метилоктан
9. 2,3,3-триметилоктан
10. 3-этилоктан
11. 3-метилпентан
12. 2,5-диметил-5-этилгептан
13. 2,2,3-триметил-5-бутилнонан
14. 2,2,3,3-тетраметилбутан
15. 3-метилоктан
16. 2,3,3-триметилоктан
17. 3-этилоктан
18. 2,2,4- триметилпентана;
19. 2,3,3 триметилгексана)

Практическая работа №25

Формирование навыков составления структурных формул изомеров по их названию по международной номенклатуре.

Цель работы: Проконтролировать уровень усвоения учебного материала по теме «Номенклатура и изомерия органических веществ»: умение составлять формулы веществ по названиям и называть вещество по формулам, составлять структурные формулы изомеров, а также совершенствовать коммуникативные умения, воспитывать умение работать в группе и ответственность за результаты своей работы.

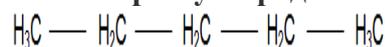
Основные понятия:

Структурную изомерию различают на:

1. Изомерия углеродного скелета.
2. Изомерия положения кратной связи.
3. Изомерия положения функциональной группы.
4. Межклассовая изомерия.

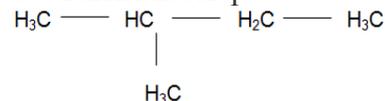
Рассмотрим примеры изомерии (учащиеся конспектируют примеры в тетради).

1. Изомерия углеродного скелета.



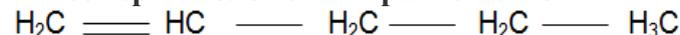
Пентан

Составим изомер



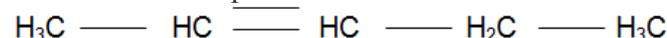
2 метилбутан

2. Изомерия положения кратной связи.



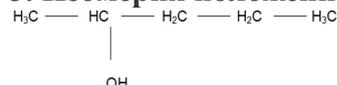
Пентен – 1

Составим изомер



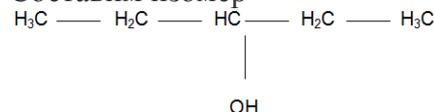
Пентен – 2

3. Изомерия положения функциональной группы.



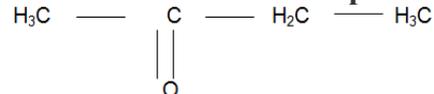
Пентанол – 2

Составим изомер



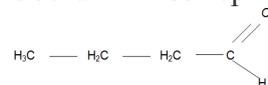
Пентанол – 3

4. Межклассовая изомерия.



Бутанон – 2

Составим изомер



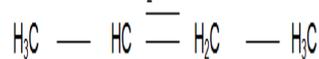
Бутаналь

Пространственная изомерия подразделяется на:

1. Геометрическая изомерия.
2. Оптическая изомерия.

Рассмотрим примеры изомерии (учащиеся конспектируют примеры в тетради).

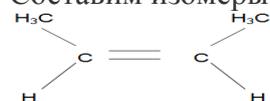
1. Геометрическая изомерия.



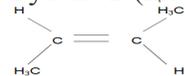
Бутен – 2

Заместители могут располагаться либо по одну сторону плоскости двойной связи (цис-изомер), либо по разные (транс-изомер).

Составим изомеры



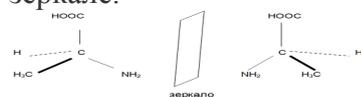
Бутен -2 (цис-изомер)



Бутен-2 (транс-изомер)

2. Оптическая изомерия.

Явление изомерии возникает, если молекула несовместима со своим изображением в зеркале.



Оптическая изомерия α-аминопропионовой кислоты.

Порядок выполнения:

В течение урока проводится 4 конкурса (тура). После каждого конкурса подводятся итоги и результат фиксируется на доске.

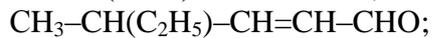
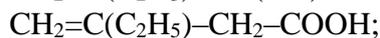
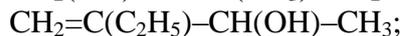
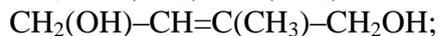
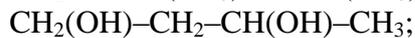
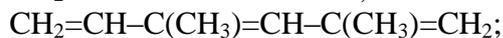
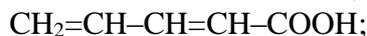
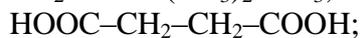
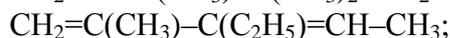
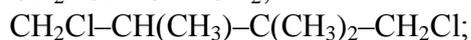
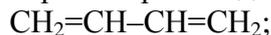
Учащиеся делятся на команды. Одна команда – ряд учеников. Выберите капитана.

При раскопках были найдены древние рукописи на оргахийском языке. Вам предстоит расшифровать их.

Т у р 1

Вы получите фразы на оргахийском языке (формулы органических веществ) и в течение трех минут должны будете перевести их на русский язык. За каждый правильный ответ команда получает один балл.

П р и м е р ы з а д а н и й:



Т у р 2

А теперь обратное задание: с русского языка переводим на оргахийский.

Учащиеся получают названия органических веществ, им необходимо построить структурную формулу. Время на выполнение задания – три минуты, 1 балл за

правильный ответ. Ученики 11-го класса подсчитывают количество правильных ответов.

Примеры заданий:

- 2-хлор-2,3-диметилбутан;
- 2-метилпентен-3-ол-1;
- 3-метил-2-этилбутанол-1;
- 3,5-диметил-4-этилоктин-1;
- 2-метилциклопентен;
- 3-метилпентен-2-овая кислота;
- 3-этилпентен-4-ин-1;
- 2-амино-3-метилбутановая кислота;
- 4-амино-3-метилпентановая кислота;
- пентен-3-ин-1;
- 1,2,3,4-тетраметилпентадиол-1,3;
- 2,3,4,4-тетраметилоктен-2;
- 3-гидроксибутановая кислота;
- бутин-2-овая кислота;
- 2,2-диметилбутен-3-овая кислота.

Тур 3

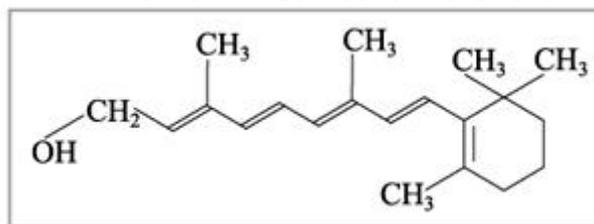
Учитель. *Археологи при раскопках нашли остатки монумента и сейчас спорят о его первоначальном виде. Каждая команда может получить образец остатков. За 15 минут вы должны воссоздать возможные виды монумента.*

Команды получают набор моделей из 6 черных шариков, 10 белых и 17 палочек для сборки. Через 15 минут команды по очереди приглашаются к доске для написания изомера и его названия. За построение изомера – 0,5 балла, за название – 0,5 балла.

Тур 4

Учитель. *И в завершение – конкурс капитанов. За правильное построение структурной формулы вы получите 5 баллов. Витамин А носит оргахийское название: 3,7-диметил-9-(2,6,6-триметилциклогексен-1-ил)-нонатетраен-2,4,6,8-ол-1. Пожалуйста, изобразите его на оргахийском. Команды могут помочь капитану.*

Капитаны вместе с командами рисуют структурную формулу витамина А.



Ретинол – важнейший представитель группы природных соединений (витамин А1)

Учитель. *А теперь подведем итоги. Победила команда... Ей мы вручаем грамоты «Знаток Оргахии», и команда в полном составе на летних каникулах сможет принять участие в раскопках древнего города. Также все члены команды получают оценку «5» за урок. Но все участники достойно сражались, и я вас всех благодарю.*

Вариант №2

Порядок выполнения:

1. *Напишите структурные формулы следующих соединений: а) этилен; б) 2-метилпропен; в) транс-2-пентен; г) (Z)-2,3-диметил-1-хлор-2-пентен; д) цис-3-гексен; е) (E)-4-фенил-4-октен; ж) (E)-3,4-диметил-3-гексен; з) 2-метил-3,4-диэтил-3-гексен; и) транс-2-бутен; к) (Z)-3,4-диэтил-2-гексен; л) (E)-3-метил-2-пентен.*
2. *Какие из приведенных ниже алкенов могут существовать в виде цис- и транс-изомеров: а) 2-пентен; б) 2-метил-2-пентен; в) 1-пентен; г) 3-гексен; д) 2,3-диметил-2-гексен; е) 1,2-диметил-1-циклогексен.*

сен; ж) 1,2-диэтил-1-циклогексен; з) 3,4-диметил-1-гексен; и) 3,4-диэтил-3-гексен; к) 3,4-диметил-2-гексен? Напишите структурные формулы всех соединений. Изобразите формулы конфигурационных изомеров. Определите их конфигурацию.

3. Какие алкены могут быть получены при крекинге: а) н-пентана; б) 2-метилбутана; в) н-гексана; г) 2-метилпропана; д) 2-метилпентана? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Какие алкены получатся при каталитическом дегидрировании следующих алканов: а) 2,2-диметилпентана; б) 2-метилгексана; в) 2-метилбутана; г) 2,3-диметилпентана; д) н-пентана? Укажите условия и катализатор дегидрирования. Какие из полученных соединений могут существовать в виде E,Z-изомеров? Изобразите структурные формулы изомеров и обозначьте их конфигурацию.

5. Какие алкены получатся при взаимодействии цинковой пыли со следующими дигалогеналканами: а) 1-фенил-1,2-дихлорпропан; б) 2,3-дибром-4-этилгексан; в) 4-изопропил-1,2-дихлорциклогексан; г) 1,2-дибром-2,3-диметилбутан; д) 2,3-дибромбутан; е) 3,4-дихлоргексан; ж) 2,3-дибром-2-метилпентан?

6. Какие алкены получатся при дегидратации следующих спиртов: а) 3-метил-2-бутанол; б) (S)-4-метил-2-пентанол; в) (2R,3S)-3-метил-2-пентанол; г) 1-пропанол; д) (3S)-2,3-диметил-3-пентанол; е) 1,2-диметил-1-циклопентанол; ж) цис-2-этил-1-циклогексанол; з) 2,2,3-триметил-3-пентанол; и) 2-метил-3-пентанол? Какие катализаторы используются при дегидратации и какие спирты дегидратируются легче? Рассмотрите механизм жидкофазной дегидратации.

7. Напишите уравнения реакций следующих алкинов с водородом на палладии, нанесённом на сульфат бария и отравленном серой: а) 1-фенил-2-пентин; б) 3-гексин; в) 2-метил-3-гексин; г) 2,5-диметил-3-гексин; д) 4-этил-2-гексин. Обратите внимание на пространственное строение продуктов реакций.

8. Какие алкены получатся при действии натрия в жидком аммиаке на следующие алкины: а) 2-гексин; б) 1-фенил-2-пентин; в) 2-бутин? Обратите внимание на пространственное строение продуктов реакций.

9. Получите соответствующие алкены дегидрогалогенированием следующих алкилгалогенидов: а) 2-бромбутан; б) 1-бром-4-метилпентан; в) (2R,3R)-2-бром-3-метилгексан; г) 3-бром-2,3-диметилпентан; д) 2-бром-2-метилпентан; е) 3-бром-2,2-диметилпентан; ж) (S)-2-бромпентан; з) (R)-2-хлорбутана; и) (2S,3R)-2-бром-3-этилгексана. Обратите внимание на стереохимию продуктов реакций. Какие реагенты используются для дегидрогалогенирования? Рассмотрите механизм реакции на примере реакции (в), (ж) и (и).

10. Напишите уравнения реакций хлороводорода с: а) пропеном; б) винилметилкетонем; в) винилхлоридом; г) винилметиловым эфиром; д) 3,3,3-трифторпропеном.

ДИЕНЫ

1. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 1,3-бутадиен (дивинил); б) 1,3-гексадиен; в) 1,4-октадиен; г) 2,3-диметил-1,3-бутадиен; д) 2-метил-2,4-пентадиен; е) 2,3-диэтил-1,3-пентадиен; ж) 2-метил-1,5-гексадиен; з) 3-метил-3-винил-1,4-пентадиен; и) 2-этил-1,3-пентадиен; к) хлоропрен; л) 2-метил-1,3-бутадиен (изопрен); м) винилацетилен; н) 1,7-октадиен-4-ин; о) дивинилацетилен. Отметьте углеводороды с сопряженной системой двойных связей.

2. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) (3Z)-1,3-пентадиен; б) (1E,3E)-1,4-дифенил-1,3-бутадиен; в) (2Z,4Z)-2,4-гексадиен; г) (2E,4Z)-2,4-гептадиен; д) (2E,4E)-2,4-гептадиен; е) (2E,4E)-3,5-октадиен; ж) (1Z,3Z)-1-фенил-1,3-пентадиен; з) (2Z,4E)-2,4-гексадиен.

3. Напишите структурные формулы всех изомерных диеновых углеводородов состава C₅H₈ и назовите их.

Какие диеновые углеводороды получатся при каталитической дегидратации следующих соединений: а) 2,3-диметил-2,3-бутандиол; б) 1,3-бутандиол; в) 2-метил-3-бутен-1-ол; г) 3,6-диметил-2,3-гептандиол; д) 1,2-циклогександиол; е) 2-метил-4-фенил-2,3-бутандиол; ж) 2-этил-1,5-пентандиол; з) 2-нитро-5-гексен-3-ол? Укажите условия проведения реакций.

Вопросы для повторения: алгоритм названия органического соединения.

Практическая работа №26

Закрепление умений составлять реакций присоединения, отщепления, замещения, изомеризации.

Цель работы: Закрепление умений составлять реакций присоединения, отщепления, замещения, изомеризации.

Основные понятия:

Реакции органических веществ можно формально разделить на четыре основных типа: замещения, присоединения, отщепления (элиминирования) и перегруппировки (изомеризации). Очевидно, что все многообразие реакций органических соединений невозможно свести в рамки предложенной классификации (например, реакции горения). Однако такая классификация поможет установить аналогии с уже знакомыми вам из курса неорганической химии классификациями реакций, протекающих между неорганическими веществами. Как правило, основное органическое соединение, участвующее в реакции, называют субстратом, а другой компонент реакции условно рассматривают как реагент.

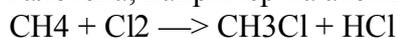
Реакции замещения

Реакции, в результате которых осуществляется замена одного атома или группы атомов в исходной молекуле (субстрате) на другие атомы или группы атомов, называются реакциями замещения.

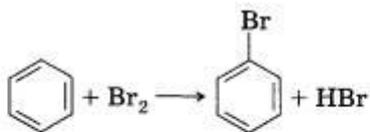
В реакции замещения вступают предельные и ароматические соединения, такие, как, например, алканы, циклоалканы или арены.

Приведем примеры таких реакций.

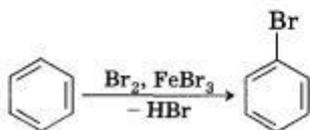
Под действием света атомы [водорода](#) в молекуле метана способны замещаться на атомы галогена, например на атомы хлора:



Другим примером замещения водорода на галоген является превращение бензола в бромбензол:



Уравнение этой реакции может быть записано иначе:



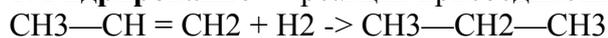
При этой форме записи реагенты, катализатор, условия проведения реакции записывают над стрелкой, а неорганические продукты реакции — под ней.

Реакции присоединения

Реакции, в результате которых две или более молекул реагирующих веществ соединяются в одну, называют реакциями присоединения.

В реакции присоединения вступают ненасыщенные соединения, такие, как, например, алкены или алкины. В зависимости от того, какая молекула выступает в качестве реагента, различают гидрирование (или восстановление), галогенирование, гидрогалогенирование, гидратацию и другие реакции присоединения. Каждая из них требует определенных условий.

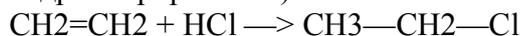
1. **Гидрирование** — реакция присоединения молекулы водорода по кратной связи:



пропен

пропан

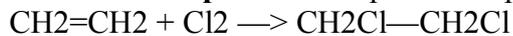
2. **Гидрогалогенирование** — реакция присоединения гало-геноводорода (например, гидрохлорирование):



этен

хлорэтан

3. **Галогенирование** — реакция присоединения галогена (например, хлорирование):



этен

1,2-дихлорэтан

4. **Полимеризация** — особый тип реакций присоединения, в ходе которых молекулы вещества с небольшой молекулярной массой соединяются друг с другом с образованием

- б) получение бромбензола из бензола;
 в) получение хлорэтана из [этилена](#);
 г) получение этилена из этанола;
 д) превращение бутана в изобутан;
 е) дегидрирование этана;
 ж) превращение бромэтана в этанол?
2. Какие реакции характерны для: а) алканов; б) алкенов? Приведите примеры реакций.
3. В чем особенности реакций изомеризации? Что их объединяет с реакциями получения аллотропных модификаций одного химического элемента? Приведите примеры.
4. В каких реакциях (присоединение, замещение, элиминирование, изомеризация) молекулярная масса исходного соединения:
 а) увеличивается;
 б) уменьшается;
 в) не изменяется;
 г) в зависимости от реагента увеличивается или уменьшается?
5. Заполнить таблицу

Типы реакции	Используемый реагент
1. Гидрирование	?
2. Галогенирование: фторирование; хлорирование; бромирование; иодирование.	?
3. Гидрогалогенирование: гидрофторирование; гидрохлорирование; гидробромирование; гидроиодирование.	?
4. Гидратации.	?
5. Полимеризации.	
6. Присоединения.	
7. Дегидрирования.	?
8. Изомеризации.	?
9. Отщепления.	?
10. Замещения.	?

Вопросы для повторения: выполнить упр. 2-5 стр.283 Учебник для сред.проф.учеб.заведений. /Ерохин Ю.М.

Практическая работа №27

Решение расчетных задач на нахождение состава органического соединения по продуктам реакции.

Цель работы: формировать навыки составления структурных формул изомеров по их названию по международной номенклатуре. Научиться находить состав органического соединения по продуктам реакции.

2. Решить задачи.

1. Относительная плотность паров алкена по воздуху равна 2,414. Выведите молекулярную формулу алкена.

1.

Дано $d \text{ по воздуху} = 2,414$ Найти МФ алкена	1) Рассчитаем молекулярную массу алкена $M(\text{алкана}) = d \cdot M(\text{воздуха}) = 29 \cdot 2,414 = 70$
	2) Напишем общую формулу алкена и выразим $M(\text{алкана})$ через общую формулу: C_nH_{2n} $M(C_nH_{2n}) = 12n + 2n = 14n$
	3) Приравняем выражения из действий 1 и 2 и найдём n $14n = 70; n = 5$
	4) Подставим 5 вместо n в общую формулу C_5H_{10}

2. Плотность алкена при нормальных условиях равна 1,875 г/л. Выведите молекулярную формулу алкена.

2.

Дано $\rho = 1,875 \text{ г/л}$ Найти МФ алкена	1) Составим пропорцию, из которой найдём молекулярную массу алкена: $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$ отсюда $M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \rho \cdot V_m$
	2) Найдём молярную массу алкена $M = \rho \cdot V_m = 1,875 \cdot 22,4 = 42$
	3) Напишем общую формулу алкена и выразим молекулярную массу через эту формулу: C_nH_{2n} $M(C_nH_{2n}) = 12n + 2n = 14n$
	4) Приравняем выражения из действий 2 и 3 и найдём n $14n = 42; n = 3$
	5) Запишем формулу циклоалкана C_3H_6

3. Относительная плотность паров углеводорода по водороду равна 49. Массовая доля углерода в нем равна 85,71%, массовая доля водорода равна 14,29%. Выведите молекулярную формулу углеводорода.

3.

Дано $d \text{ по } H_2 = 49$ $\omega(C) = 0,8571$ $\omega(H) = 0,1429$ Найти МФ углеводорода	1) Рассчитаем молекулярную массу углеводорода $M(\text{углеводорода}) = d \cdot M(H_2) = 49 \cdot 2 = 98$
	2) Найдём число атомов С и Н по формуле $n = \frac{\omega \cdot M}{Ar}$ $n(C) = \frac{0,8571 \cdot 98}{12} = 7$ $n(H) = 0,1429 \cdot 98 = 14$
	3) Запишем формулу углеводорода C_7H_{14}

4. Углеводород массой 25 г при нормальных условиях занимает объем 10 л. Массовая доля углерода в нем равна 85,71%. Выведите молекулярную формулу углеводорода.

4.

Дано $m(\text{в-ва}) = 25 \text{ г}$ $V = 10 \text{ л}$ $\omega(C) = 0,8571$ Найти МФ углеводорода	1) Составим пропорцию, из которой найдём молекулярную массу углеводорода: $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$ отсюда $M = \frac{m \cdot V_m}{V}$
	2) Найдём молекулярную массу углеводорода $M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{25 \cdot 22,4}{10} = 56$
	3) Найдём число атомов С в веществе по формуле $n = \frac{\omega \cdot M}{Ar}$ $n(C) = \frac{0,8571 \cdot 56}{12} = 4$
	4) Найдём массовую долю водорода в углеводороде и вычислим число водородов: $\omega = 1 - 0,8571 = 0,1429; n(H) = 0,1429 \cdot 56 = 8$
	5) Запишем формулу углеводорода C_4H_8

5. Относительная плотность паров органического вещества по водороду равна 42. При сжигании 7 г этого вещества образуется 22 г диоксида углерода и 9 г воды. Выведите молекулярную формулу органического вещества.

Дано
 $d \text{ по } H_2 = 42$
 $m(\text{в-ва}) = 7 \text{ г}$
 $m(\text{CO}_2) = 22 \text{ г}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г}$
 Найти МФ органического соединения

1) Найдём молекулярную массу органического соединения
 $M = d \cdot M(H_2) = 42 \cdot 2 = 84$

2) Составим уравнения для нахождения масс С, Н и О

$$\frac{x \text{ г}}{12 \text{ г}} \cdot \frac{22 \text{ г}}{44 \text{ г}} = \frac{22 \cdot 12}{44} = 6 \text{ г} = m(\text{C})$$

$$\frac{y \text{ г}}{2 \text{ г}} \cdot \frac{9 \text{ г}}{18 \text{ г}} = \frac{2 \cdot 9}{18} = 1 \text{ г} = m(\text{H})$$

$$m(\text{O}) = 7 - 6 - 1 = 0 \text{ г}$$

3) Составим отношение числа атомов С и Н

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) = \frac{6}{12} : \frac{1}{2} = 0,5 : 1$$

4) Запишем формулу органического соединения

C_xH_y . Сверим молекулярную массу полученного органического соединения с молекулярной массой, найденной в начале решения

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = 14 \quad 14 \text{ не равно } 84.$$

Сравним, во сколько раз молекулярная масса органического соединения больше молекулярной массы вещества, которое нашли: $84 : 14 = 6$. Умножим индексы при атомах С и Н на 6. Получаем C_6H_{12} .

Задача 6. Найдите формулу вещества, массовые доли элементов в котором следующие:
 $\omega(\text{C}) = 0,3871$, $\omega(\text{N}) = 0,4516$, $\omega(\text{H}) = 0,1613$.

Дано: $\omega(\text{C}) = 0,3871$ (или 38,71%),

$\omega(\text{N}) = 0,4516$ (или 45,16%),

$\omega(\text{H}) = 0,1613$ (или 16,13%).

Найти:

$\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$.

Решение

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{N}) = 38,71/12 : 16,13/1 : 45,16/14 = 3,225 : 16,13 : 3,225 = 1 : 5 : 1.$$

Формула вещества – CH_5N .

Задача 7. Определите молекулярную формулу углеводорода, который содержит 85,7% углерода и имеет плотность по водороду 21.

Дано:

$\omega(\text{C}) = 0,857$ (или 85,7%),

$D(\text{H}_2) = 21$.

Найти:

C_xH_y .

Решение

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = D(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 21 \cdot 2 = 42 \text{ г/моль}.$$

$$\text{Для } n(\text{C}_x\text{H}_y) = 1 \text{ моль } m(\text{C}) = 42 \cdot 0,857 = 36 \text{ г},$$

$$n(\text{C}) = 36 \text{ (г)} / 12 \text{ (г/моль)} = 3 \text{ моль},$$

$$m(\text{H}) = 42 - 36 = 6 \text{ г},$$

$$n(\text{H}) = 6 \text{ (г)} / 1 \text{ (г/моль)} = 6 \text{ моль}.$$

Формула углеводорода – C_3H_6 (пропен).

Задача 8. При сгорании 4,2 г вещества образуется 13,2 г оксида углерода(IV) и 5,4 г воды. Плотность паров этого вещества по воздуху 2,9. Определите состав молекулы углеводорода.

Дано:

$m(\text{C}_x\text{H}_y) = 4,2 \text{ г},$

$m(\text{CO}_2) = 13,2 \text{ г},$

$m(\text{H}_2\text{O}) = 5,4 \text{ г}$,

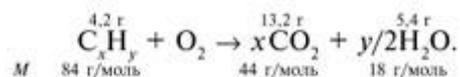
$D(\text{возд.}) = 2,9$.

Найти: C_xH_y .

Решение

$M(\text{C}_x\text{H}_y) = 2,9 \cdot 29 = 84 \text{ г/моль}$.

Чтобы решить задачу, составим уравнение реакции:



Найдем массу x моль CO_2 и соответствующее ему количество вещества:

$m(\text{CO}_2) = 84 \cdot 13,2/4,2 = 264 \text{ г}$,

$n(\text{CO}_2) = 264 \text{ (г)}/44 \text{ (г/моль)} = 6 \text{ моль}$, $x = 6$.

Аналогично $m(\text{H}_2\text{O}) = 84 \cdot 5,4/4,2 = 108 \text{ г}$,

$n(\text{H}_2\text{O}) = 108 \text{ (г)}/18 \text{ (г/моль)} = 6 \text{ моль}$, $y = 12$.

C_6H_{12} – гексен.

Практическая работа №28

Ознакомление с составом, свойствами нефти, фракционной перегонкой и областями применения нефтепродуктов.

«Нефть, состав, свойства, переработка»

*«Мы имеем каменный век,
бронзовый век, железный век,
и грядущие историки оглянутся
на наш короткий период
развития человечества,
и нарекут его нефтяным веком»*

Х.Хедберг

Цели урока: Познакомить учащихся с составом, свойствами нефти, фракционной перегонкой и областями применения нефтепродуктов; со способами получения и использования продуктов нефтепереработки на примере химических процессов – крекинга, реформинга, пиролиза, гидроочистки; Обратить внимание на проблему охраны окружающей среды от загрязнения нефтью и нефтепродуктами.

Основные понятия: Нефть – горючая маслянистая жидкость обычно темного цвета, иногда почти чёрного, хотя иногда встречается и слабо окрашенная в жёлто-зелёный цвет, и даже бесцветная, с резким своеобразным запахом, немного легче воды (плотность 0,73-0,97 г/см³), в воде нерастворима.

В зависимости от месторождения нефть имеет различный состав. Например, Бакинская нефть богата циклическими углеводородами (до 90%), в грозненской нефти преобладают предельные углеводороды, а в уральской нефти – ароматические. Наиболее часто встречаются нефти смешанного состава. По плотности различают легкую и тяжелую нефть. Нефть – жидкость очень сложного состава, включающая в себя около 1000 различных веществ, большая часть которых – углеводороды (90%) и органические соединения, содержащие кислород, серу, азот и другие элементы. Обычно нефть содержит три вида углеводородов – алканы (парфины), циклоалканы (циклопарафины) и ароматические. Углеводороды имеют большое народнохозяйственное значение, так как служат важнейшим видом сырья для получения почти всей продукции современной промышленности органического синтеза и широко используются в энергетических целях.

Наиболее важные источники углеводородов :- природные и попутные нефтяные газы;- нефть; каменный уголь

Все, что мы делаем каждый день, так или иначе связано с предметами и веществами, для производства которых используют нефть.

Из веществ, добываемых из нефти получают такие вещества как: пластмасса, резина, синтетические ткани, моющие средства, горюче – смазочные вещества, а в частности бензин, на который приходится более 50% объёма от всех производимых нефтепродуктов,

и многое другое. Массовый выпуск мелочей из пластмассы – гребней, коробок, пуговиц, игрушек – начался уже в конце XIX века. Каждый год в мире производят около 180 миллионов тонн пластмассы. Но, не смотря на огромный перечень продукции, нефть в мире используют в основном, как топливо (продукты переработки).

Большая роль в изучении состава нефти различных месторождений принадлежит российским химикам М. В. Ломоносову, Д.И. Менделееву, В.В. Марковникову, Н.Д. Зелинскому и др.

Нефть, добываемую из земных недр, называют сырой. В сыром виде нефть не применяют, ее подвергают переработке.

На нефтеперерабатывающих заводах выделяют несколько фракций нефтепродуктов:

1. Газовая (температура кипения до 40°C) содержит нормальные и разветвленные алканы $\text{C}_1\text{H}_4 - \text{C}_4\text{H}_{10}$.

2. Бензиновая фракция (температура кипения $40 - 200^{\circ}\text{C}$) содержит углеводороды $\text{C}_5\text{H}_{12} - \text{C}_{11}\text{H}_{24}$. при повторной перегонке выделяют авиационный и автомобильный бензин.

3. Лигроиновая фракция (тяжелый бензин, температура кипения $150 - 250^{\circ}\text{C}$) содержит углеводороды состава $\text{C}_8\text{H}_{18} - \text{C}_{14}\text{H}_{30}$, его применяют в качестве горючего для тракторов, тепловозов, грузовых автомобилей.

4. Керосиновая фракция (температура кипения $180 - 300^{\circ}\text{C}$) включает углеводороды состава $\text{C}_{12} - \text{H}_{26} - \text{C}_{18}\text{H}_{38}$. Ее используют в качестве горючего для реактивных самолетов, ракет.

5. Газойль (температура кипения $270 - 350^{\circ}\text{C}$) используют как дизельное топливо.

после отгонки светлых нефтепродуктов, остается темная вязкая жидкость – мазут. Его используют как топливо в котельных установках, но основную массу подвергают перегонке при низком давлении. При этом из мазута выделяют:

1. Соляровые масла – дизельное топливо;

2. Смазочные масла – автотракторные, авиационные, индустриальные;

3. Вазелин - основа для косметических средств и лекарств;

4. Парафин – применяют для производства свечей и в медицине.

После отгонки остается гудрон, его применяют в дорожном строительстве.

Нефть – это смесь углеводородов различной молекулярной массы, имеющих различные температуры кипения, поэтому перегонкой ее разделяют на отдельные фракции.

Перегонка (ректификация) – процесс разделения смесей на отдельные компоненты, или фракции, на основании различия их температур кипения. (*слайд 15*)

В промышленности перегонку нефти осуществляют в установке, которая состоит из трубчатой печи и ректификационной (разделительной) колонны. В печи находится змеевик (трубопровод). По трубопроводу **непрерывно** подается нефть, где она нагревается до 350°C и в виде паров поступает в ректификационную колонну (стальной цилиндрический аппарат высотой 50 - 60 м). Внутри она имеет горизонтальные перегородки с отверстиями, так называемые тарелки. Пары нефти подаются в колонну и через отверстия поднимаются вверх, при этом они постепенно охлаждаются и сжижаются. Менее летучие углеводороды конденсируются уже на первых тарелках, образуя **газойлевую фракцию**.

Более летучие углеводороды собираются выше и образуют **керосиновую фракцию**, ещё выше собирается **лигроиновая фракция**.

Наиболее летучие УВ выходят в виде паров из колонны и сжижаются, образуя **бензин**. Часть бензина подается обратно в колонну для орошения поднимающихся паров. Это способствует охлаждению и конденсации соответствующих УВ. Жидкая часть нефти, поступающей в колонну, стекает по тарелкам вниз, образуя **мазут**, представляющий собой ценную смесь большого количества тяжёлых углеводородов. Такая перегонка называется **фракционной**.

Главный недостаток такой перегонки — малый выход бензина (не более 20 %)

Детонация – взрывное сгорание бензина.

При работе двигателя внутреннего сгорания в цилиндр двигателя засасывается смесь паров бензина с воздухом, смесь сжимается поршнем и поджигается посредством электрической искры. Образующиеся при сгорании углеводородов газы расширяются и совершают работу. Чем сильнее сжимается смесь паров бензина с воздухом, тем большую мощность развивает двигатель и тем относительно меньше он расходует горючего. Но не все сорта бензина выдерживают сильное сжатие. Некоторые углеводороды при сжатии воспламеняются преждевременно и сгорают с чрезвычайно большой скоростью, с взрывом. От удара взрывной волны о поршень появляется резкий стук в цилиндре, происходит сильный износ деталей, падает мощность двигателя. *(слайд 21)*

Бензин должен обладать достаточно высокой детонационной стойкостью, которая зависит от строения молекул углеводородов, входящих в его состав.

Наименьшей стойкостью к детонации обладают предельные углеводороды неразветвленного строения. *Предельные углеводороды с разветвленной цепью, а также непредельные и ароматические более устойчивы к детонации.* *(слайд 22)*

1. Крекинг.

Для увеличения выхода высококачественных бензиновых фракций были разработаны химические способы переработки нефтепродуктов. Вторичная переработка нефти основана на химических процессах.

Исходным сырьем при вторичной переработке являются высококипящие нефтяные фракции: керосин, газойль, мазут.

Одним из первых способов химической переработки является крекинг.

Крекинг – процесс расщепления углеводородов, содержащихся в нефти, в результате которого образуются углеводороды с меньшим числом атомов углерода в молекуле.

Промышленный крекинг предложен в 1891 году русским инженером Владимиром Григорьевичем Шуховым.

Сущность крекинга заключается в том, что при нагревании происходит расщепление крупных молекул углеводородов на более мелкие, в том числе на молекулы, входящие в состав бензина. Обычно расщепление происходит примерно в центре углеродной цепи по С—С-связи, например:



гексадекан октан октен

Однако разрыву могут подвергаться и другие С—С-связи. Поэтому при крекинге образуется сложная смесь жидких алканов и алкенов.

Получившиеся вещества частично могут разлагаться далее, например(СЛАЙД)



октан бутан бутен



бутан этан этилен

Различают каталитический и термический крекинг.

1. Пиролиз нефтепродуктов.

Пиролиз – это разложение органических веществ без доступа воздуха при высокой температуре.

Этот процесс протекает при температуре 650 – 800⁰С. в этих условиях основными продуктами реакции являются непредельные газообразные (этилен, ацетилен) и ароматические (бензол, толуол) углеводороды.

(слайд 29)

1. **Гидроочистка.**

Гидроочистка – это обработка водородом при нагревании и давлении в присутствии катализатора. Актуальна в связи с проблемой окружающей среды : сернистые и азотсодержащие вещества, имеющиеся в нефтепродуктах, при сгорании образуют оксиды серы и азота, вызывающие коррозию аппаратуры и губительно действующее на все живое. С целью удаления этих химических элементов и проводят гидроочистку. (слайд 30)

1. **Риформинг.**

Качество бензина можно улучшить также **риформингом**.

Риформинг – это процесс ароматизации бензинов, осуществляемый путём нагревания их в присутствии платинового катализатора. Более дешёвый и лёгкий путь увеличения устойчивости бензина состоит в добавлении к нему некоторых веществ, изменяющих характер горения топлива. Так, детонационную стойкость бензина увеличивают небольшие количества тетраэтилсвинца $Pb(C_2H_5)_4$. (слайд 31)

Такой бензин называют *этилированным*. Однако при его использовании в окружающую среду из выхлопных газов попадают чрезвычайно вредные для неё и здоровья человека соединения свинца. Чтобы отличить этилированный бензин от обычного, его окрашивают в красновато-фиолетовый цвет. Во многих странах и большинстве городов России использование этилированного бензина запрещено. (слайд 32)

В настоящее время в мире широко распространены антидетонационные кислородсодержащие добавки к моторному топливу, такие, например, как метанол, этанол и другие. При сгорании топлива с этими добавками в выхлопных газах не появляется никаких дополнительных загрязнений. К сожалению, в России пока применение кислородсодержащих добавок распространено мало. (слайд 33)

Задание №1.

Определить состав природного и попутного газов, нефтепродуктов.

1. Лабораторный опыт .Проводим взаимодействие нефти с подкисленным перманганатом калия. Убеждаемся, что раствор перманганата обесцвечивается, делаем вывод, что в нефти содержатся непредельные соединения.

2. У вас на столах лежит карточка с заданием «Природный и попутный нефтяной газы». Выберите правильный ответ.

Тест по теме «Природный и попутный нефтяной газы»

1. *Основной компонент природного газа*

а) метан б) этан в) пропан

1. *Чем выше относительная молекулярная масса углеводорода, тем _____ его в природном газе*

а) больше б) меньше

1. *Природный газ используется как*

а) топливо б) топливо и сырьё для переработки
в) сырьё для химической промышленности

1. *В попутном нефтяном газе больше*

а) метана б) гомологов метана

Проверка выполненного задания (слайд 5.)

Задание №2.

Свойства и состав нефти (слайд 7).

По рисунку необходимо описать физические свойства нефти.

Вопрос классу: Какие углеводороды относятся к данным видам? (слайд 9)

Ответ:

- **Алканы (парафины)** - насыщенные (не имеющие двойных связей между атомами углерода) углеводороды линейного или разветвленного строения. Подразделяются на следующие основные группы:

1. **Нормальные парафины**, имеющие молекулы линейного строения.

2. **Изопарафины** - с молекулами разветвленного строения. (слайд 10)

- **Циклопарафины (циклоалканы)** - насыщенные углеводородные соединения циклического строения. (слайд 11)

- **Ароматические углеводороды** - ненасыщенные углеводородные соединения, молекулы которых включают в себя бензольные кольца, состоящие из 6 атомов углерода, каждый из которых связан с атомом водорода или углеводородным радикалом. (слайд 12)

Задание №3.

Переработка нефти (слайд 14), (слайд 16).

Используя § 17 учебника (Г. Е. Рудзитис, Ф. г. Фельдман) (стр. 69 -70), заполните таблицу, а так же записать определения в тетрадь: (слайд 17)

Название фракции	Состав	$t_{\text{кипения}}$	Применение
Ректификационные газы			
Газолиновая фракция (бензин)			
Лигроиновая фракция			
Керосиновая фракция			
Дизельное топливо			
Мазут			

Проверка самостоятельной работ по (слайду 18.)

Задание №4.

Детонационная стойкость бензинов.

Одной из важнейших характеристик всякого бензина как жидкого горючего является его детонационная стойкость.

Демонстрация фрагмента видеофильма «Каталитический крекинг».

Используя § 17 учебника (Г. Е. Рудзитис, Ф. г. Фельдман) (стр. 73), изучить таблицу, а так же записать определения термического и каталитического крекинга в тетрадь:

Термический крекинг	Каталитический крекинг
Расщепление молекул углеводородов протекает при сравнительно высокой температуре (470 – 550 ⁰ С). Процесс протекает медленно, образуя углеводороды с неразветвленной цепью атомов.	Расщепление молекул углеводородов протекает в присутствии катализаторов и при более низкой температуре (450 – 500 ⁰ С). По сравнению с термическим крекингом процесс протекает значительно

<p>В бензине, полученном в процессе термического крекинга, наряду с предельными углеводородами содержится <i>много непредельных углеводородов</i>. Поэтому этот бензин обладает <i>большой детонационной стойкостью</i>, чем бензин прямой перегонки.</p> <p>В бензине термического крекинга содержится много непредельных углеводородов, которые легко окисляются и полимеризуются. Поэтому этот бензин <i>менее устойчив при хранении</i>. При его сгорании могут засориться различные части двигателя. Для устранения этого вредного воздействия к такому бензину добавляют антиокислители.</p>	<p>быстрее, при этом происходит не только расщепление молекул углеводородов, но и их изомеризация, т.е. образуются углеводороды с разветвленной цепью атомов углерода.</p> <p>Бензин каталитического крекинга по сравнению с бензином термического крекинга обладает <i>еще большей детонационной стойкостью</i>, потому что в нем <i>содержатся углеводороды с разветвленной цепью углеродных атомов</i>.</p> <p>В бензине каталитического крекинга <i>непредельных углеводородов содержится меньше</i>, и поэтому процессы окисления и полимеризации в нем не протекают. Такой бензин более <i>устойчив при хранении</i></p>
--	--

Вопросы классу: (слайд 27)

1. Какие углеводороды содержит бензин термического крекинга?
2. Какие углеводороды содержит бензин каталитического крекинга?
3. Бензин, какого крекинга обладает большей детонационной стойкостью? Почему?
4. Бензин, какого крекинга более устойчив при хранении? Почему?

Вывод: (слайд 28)

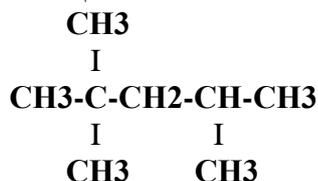
Высокое качество бензина, получаемого каталитическим крекингом, обеспечивается наличием в его составе разветвленного строения углеводородов и ароматических углеводородов.

Задание №5.

Пиролиз нефтепродуктов.

Записать в тетради, а одного из учащихся сконструировать на экране, формулу изооктана

Учащиеся записывают формулу изооктана, или 2,2,4 – триметилпентана.



Задание №6.

Экологические последствия загрязнения нефтепродуктов.

Подготовить ответы на вопросы:

Вопрос: К каким последствиям приводит сжигание углеводородного сырья? (от смога на улицах городов до увеличения концентрации углекислого газа в атмосфере Земли, которые, по мнению некоторых учёных, может привести к глобальному изменению климата на планете).

Вопрос: Какое влияние на природу оказывают отходы производства нефти и нефтепродуктов?

(Гибель икры, мальков, молоди рыб, водоплавающих птиц, появление уродливых нежизнеспособных особей, накопление канцерогенов по цепям питания, нарушение фотосинтеза - уменьшение первичной биопродукции на 10%, нарушение обмена в системе океан-атмосфера.)

Учитель: Пары нефти и нефтепродуктов вызывают у человека заболевания органов дыхания, центральной нервной системы, онкозаболевания кожи, повышенную утомляемость.

Вопрос: Как вы думаете, а виноват ли во всем в этом сам человек?

(Да, природа могла бы сама о себе позаботиться. В окружающей среде нефтепродукты постепенно окисляются аэробными бактериями до безвредных веществ. Но экологические бедствия охватывают большие территории, поэтому человек разработал методы очистки воды от нефти).

Демонстрационный видеопыт: «Очистка воды от нефти»

Важнейшие аспекты охраны окружающей среды:

1. Необходимо удалять из нефтепродуктов серу и азот, чтобы при сжигании топлива в атмосферу не попадали их оксиды.
2. Необходимо охранять среду от загрязнения отходами производства нефтью и нефтепродуктами.

1. *Закрепление и осмысление знаний*

Учитель.

1). Обратите внимание: перед вами на партах лежат вопросы. Прочитайте текст и сделайте пометки «+» (знаю), «?» (не знаю, не уверен в этих знаниях или хотел бы расширить свои знания по этому вопросу).

Учащиеся делают пометки, представленные в раздаточном материале:

1. **Нефть** – основной источник углеводородного сырья.
2. **Нефть** – это сложная смесь углеводородов, в основном алканов линейного и разветвлённого строения, содержащих в молекулах от 5 до 50 атомов углерода.
3. Чтобы выделить из нефти индивидуальные вещества её подвергают **переработке**.
4. **Перегонка (ректификация)**– это физический способ разделения смеси компонентов с различными температурами кипения.
5. **Крекинг** – это процесс термического или каталитического разложения углеводородов, содержащихся в нефти.
6. **Детонация** – это взрыв смеси газов в двигателях внутреннего сгорания при сжатии.
7. **Пиролиз** – это разложение органических веществ без доступа воздуха при высокой температуре.
8. **Риформинг** – это процесс ароматизации бензинов, осуществляемый путём нагревания их в присутствии платинового катализатора.

2). Рефлексия. *(слайд 41)*

Предложи быстрый ответ на вопросы:

- Перегонка нефти. (ректификация)
- Разложение органических веществ без доступа воздуха при высокой температуре. (пиролиз)
- Расщепление углеводородов, содержащихся в нефти. (крекинг)
- Маслянистая жидкость от светло-бурого до черного цвета. (нефть)
- Остаток после перегонки нефти. (мазут)
- Один из продуктов крекинга нефти используемый в качестве охлаждающей жидкости для двигателя автомобиля. (антифриз)

V. Подведение итогов урока. Рефлексия.

В заключение – рефлексивный тест.

1. Узнал(а) много нового.
3. Было над чем подумать.
4. На возникшие вопросы я получил(а) ответ.
5. Поработал(а) добросовестно, цель достигнута.

На доске два рисунка с рожицами (с улыбкой и без).

Предлагается выбрать вариант ответа в рефлексивном тесте и зарисовать рисунок рожицы, который отражает отношение ученика к проведенному уроку на листах с кроссвордом.

Учитель подводит итоги урока, благодарит учащихся за работу, комментирует полученные оценки за урок.

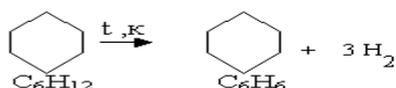
Практическая работа №29

Выявление генетического родства предельных и непредельных углеводородов.

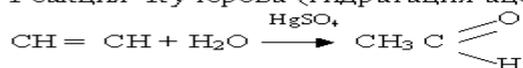
Цель работы: закрепить знания о видах изомерии и номенклатуре органических веществ; выявить генетическое родство веществ на основании их строения и свойств.

Основные понятия:

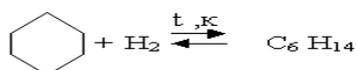
Реакция Зелинского (дегидрирование ЦА с получением АУВ)



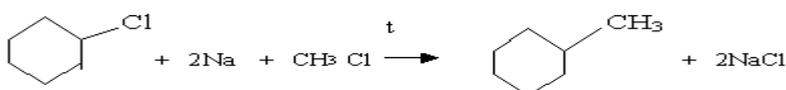
Реакция Кучерова (гидратация ацетилена)



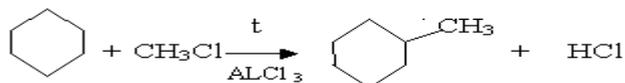
Реакция Зелинского-Казанского (тримеризация ацетилена)



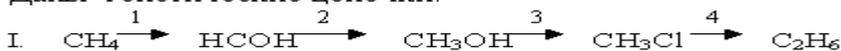
Реакция Вюрца – Фиттига (получение толуола)



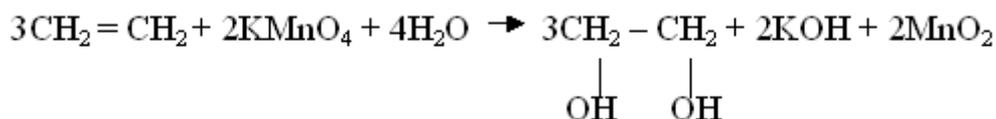
Реакция Фриделя – Крафтса (алкилирование бензола)



Даны генетические цепочки:

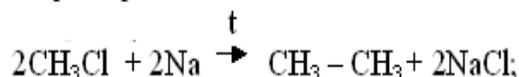


Реакция Вагнера (окисление этилена раствором KMnO_4)



Реакция Вюрца (получение алканов с большим числом атомов углерода).

Например



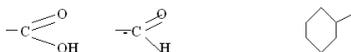
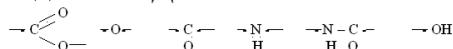
Генетические связи отражают диалектику природы, показывают как шел процесс усложнения, развития веществ, их состава, строения, появления образований, способных к зарождению жизни (мировозренческий аспект, обсуждаемой проблемы). В практическом плане генетические связи показывают, из каких веществ и какими способами можно получить нужные вещества. Каждый переход – это одновременно и выражение химических свойств вещества и возможных путей его практического использования.

Порядок выполнения:

I этап.

Задание 1 Какому классу УВ принадлежит общая формула состава: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$? Какой вид изомерии характерен C_nH_{2n} , $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ для каждого из них?

Задание 2. Для каких классов веществ характерны следующие функциональные группы?



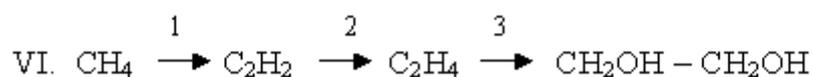
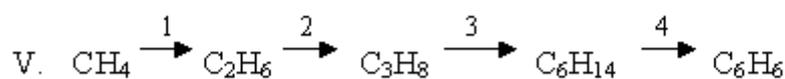
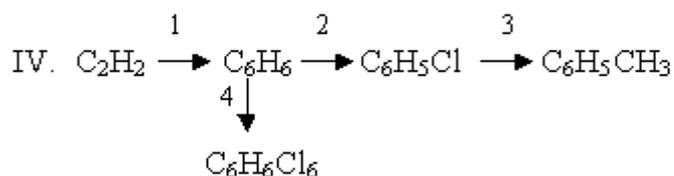
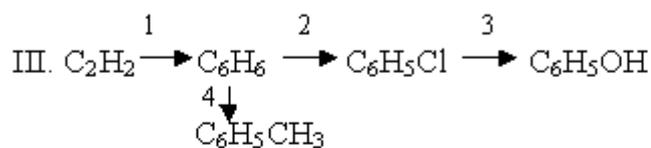
Задание 3. Напишите структурные формулы веществ с пятью атомами С, названия которых заканчиваются на - ол, - аль, - диен, - овая.

II этап.

А. А теперь извлечем практические следствия из теоретических положений. Вам выданы на группу карточки с дифференцированными заданиями. Необходимо назвать изомеры по всем известным номенклатурам (международной, рациональной, тривиальной – для алканов) необходимо решить по 2 карточки (одна по УВ, другая по кислородсодержащим органическим соединениям) 12мин.

Б. Генетические связи между веществами следует понимать как генетическое родство веществ на основании их строения и свойств, показывающее единство и взаимосвязь всех органических соединений!!!

Решить генетическую цепочку и указать именные реакции, где они встретятся (р. Вюрца 12мин, р.Зелинского, р.Зелинского – Казанского, р. Вюрца – Фитинга, р.Кучерова, р.Вагнера).



I. (4 – реакция Вюрца);

II. (2 – реакция Кучерова);

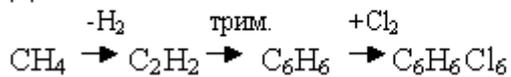
III. (1,2 – реакция Зелинского-Казанского, 4 – реакция Фриделя-Крафтса);

VI. (1 – реакция Зелинского-Казанского, 3 – реакция Вюрца-Фиттига);

V. (4 – реакция Зелинского);

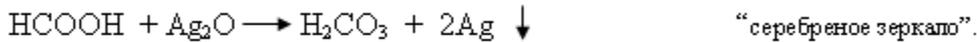
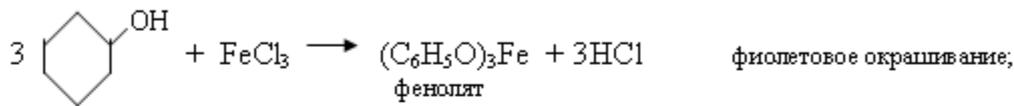
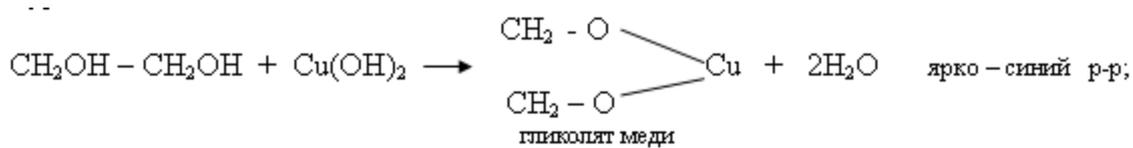
VI. (3 – реакция Вагнера).

Дополнительно: метан \rightarrow гексахлорциклогексан



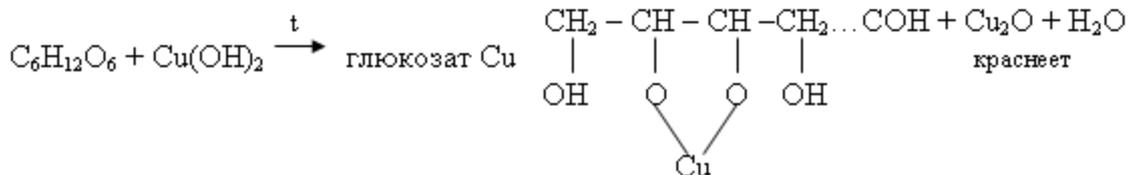
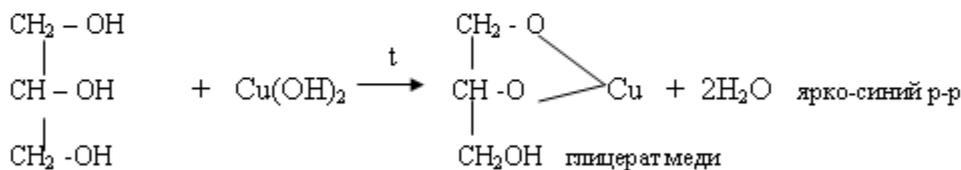
III этап. Качественная задача. А теперь закрепим с помощью эксперимента знание о свойствах органических веществ при решении качественной задачи.

1 группа. Как различить в каких пробирках находятся: этиленгликоль, фенол, муравьиная кислота.

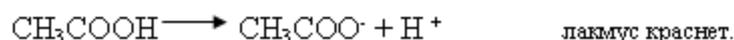
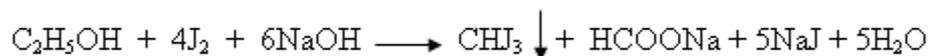
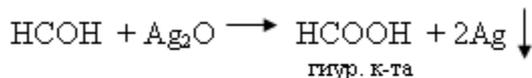


2 группа . . . белок, глицерин, глюкоза.

Белок + $\text{HNO}_3 \rightarrow$ желтое окрашивание (нитрование бензольных колец).



III группа . . . формалин, этанол, уксусная кислота.



После выполнения эксперимента 1 человек от группы отчитывается у доски, записывая уравнения реакций.

Практическая работа №30.

Нахождение практического выхода продукта реакции (решение типовых задач).

Цель работы: Научиться находить состав органического соединения по продуктам реакции, а также одну из важнейших характеристик химико-технологического процесса - практический выход продукта реакции.

Основные понятия: Для реакций, протекающих между газообразными веществами, отношение объемов реагирующих веществ и продуктов реакции равно отношению соответствующих коэффициентов уравнения реакции. Схемы расчетов по химическим уравнениям основываются на законе сохранения массы веществ и справедливы, если в реакцию вступают абсолютно чистые вещества и их взаимодействие протекает без потерь.

Однако на практике продуктов реакции всегда образуется меньше, чем должно было получиться в соответствии с расчетами. Поэтому одна из важнейших характеристик химико-технологического процесса - практический выход продукта реакции. Если в условии задачи даны количества обоих реагентов - это верный признак того, что какой-нибудь из них находится в избытке.

Порядок выполнения:

1. Определение химической формулы вещества по продуктам его сгорания.

Это традиционный тип задач по органической химии, родившийся еще в прошлом веке из повседневной экспериментальной практики химика-аналитика. Давайте рассмотрим методику решения таких задач.

Задача. При сгорании органического вещества массой 4,8 г образовалось 3,36 л CO_2 (н.у.) и 5,4 г воды. Плотность паров органического вещества по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу исследуемого вещества.

Решение. Продукты сгорания вещества состоят из трех элементов: углерода, водорода, кислорода. При этом очевидно, что в состав этого соединения входил весь углерод, содержащийся в CO_2 , и весь водород, перешедший в воду. А вот кислород мог присоединиться во время горения из воздуха, а мог и частично содержаться в самом веществе. Для определения простейшей формулы соединения нам необходимо знать его элементный состав. Найдем количество продуктов реакции (в моль):

$$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_M = 3,36 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,15 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O}) = 5,4 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ моль}$$

Следовательно, в состав исходного соединения входило 0,15 моль атомов углерода и 0,6 моль атомов водорода: $n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O})$, так как в одной молекуле воды содержатся два атома водорода. Вычислим их массы по формуле:

$$m = n \times M$$

$$m(\text{H}) = 0,6 \text{ моль} \times 1 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ г}$$

$$m(\text{C}) = 0,15 \text{ моль} \times 12 \text{ г/моль} = 1,8 \text{ г}$$

Определим, входил ли кислород в состав исходного вещества:

$$m(\text{O}) = 4,8 - (0,6 + 1,8) = 2,4 \text{ г}$$

Найдем число моль атомов кислорода:

$$n(\text{O}) = m(\text{O}) / M(\text{O}) = 2,4 \text{ г} : 16 \text{ г/моль} = 0,15 \text{ моль}$$

Соотношение числа атомов в молекуле исходного органического соединения пропорционально их мольным долям:

$$n(\text{CO}_2) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = 0,15 : 0,6 : 0,15 = 1 : 4 : 1$$

самую маленькую из этих величин (0,15) принимаем за 1, а остальные делим на нее.

Итак, простейшая формула исходного вещества CH_4O . Однако по условию задачи требуется определить молекулярную формулу, которая в общем виде такова: $(\text{CH}_4\text{O})_x$.

Найдем значение x . Для этого сравним молярные массы исходного вещества и его простейшей формулы:

$$x = M(\text{CH}_4\text{O})_x / M(\text{CH}_4\text{O})$$

Зная относительную плотность исходного вещества по водороду, найдем молярную массу вещества:

$$M(\text{CH}_4\text{O})_x = M(\text{H}_2) \times D(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \times 16 = 32 \text{ г/моль}$$

$$x = 32 \text{ г/моль} / 32 \text{ г/моль} = 1$$

Есть и второй вариант нахождения x (алгебраический):

$$12x + 4x + 16x = 32; 32x = 32; x = 1$$

Ответ. Формула исходного органического вещества CH_4O .

2. Задачи на выход продукта.

Схемы расчетов по химическим уравнениям основываются на законе сохранения массы веществ и справедливы, если в реакцию вступают абсолютно чистые вещества и их взаимодействие протекает без потерь. Однако на практике продуктов реакции всегда образуется меньше, чем должно было получиться в соответствии с расчетами. Поэтому

одна из важнейших характеристик химико-технологического процесса - практический выход продукта реакции h :

$$h = \{m_{\text{практ}}(V_{\text{практ}}; n_{\text{практ}}) : m_{\text{теор}}(V_{\text{теор}}; n_{\text{теор}})\} \times 100\%$$

где $m_{\text{практ}}(V_{\text{практ}}; n_{\text{практ}})$ - масса, объем или количество вещества-продукта, получившегося практически, а $m_{\text{теор}}(V_{\text{теор}}; n_{\text{теор}})$ - масса, объем или количество вещества-продукта, рассчитанное теоретически (по уравнению реакции).

Задача. В лабораторной установке из 120 л ацетилен (н.у.) получили 60 г бензола.

Найдите практический выход бензола.

Решение.



$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = V(\text{C}_2\text{H}_2) / V_M = 120 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 5,35 \text{ моль}$$

$$n(\text{C}_6\text{H}_6)_{\text{теор}} = 1/3 \times n(\text{C}_2\text{H}_2) = 1/3 \times 5,35 \text{ моль} = 1,785 \text{ моль}$$

$$n(\text{C}_6\text{H}_6)_{\text{практ}} = m(\text{C}_6\text{H}_6) / M(\text{C}_6\text{H}_6) = 60 \text{ г} : 78 \text{ г/моль} = 0,77 \text{ моль}$$

$$h = (n_{\text{практ}} : n_{\text{теор}}) \times 100\% = (0,77 : 1,785) \times 100\% = 43\%$$

Ответ. 43%.

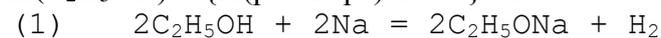
3. Реакции, в которых один из реагентов взят в избытке

Задача. Какой объем водорода (н.у.) получится при взаимодействии 2 моль металлического натрия с 96%-ным (по массе) раствором этанола в воде ($V = 100$ мл, плотность $d = 0,8$ г/мл).

Решение. В условии задачи даны количества обоих реагентов - это верный признак того, что какой-нибудь из них находится в избытке. Найдем массу этанола, введенного в реакцию:

$$m(\text{раствора}) = V \times d = 100 \text{ мл} \times 0,8 \text{ г/мл} = 80 \text{ г}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \{m(\text{раствора}) \times w\% \} : 100\% = 80 \text{ г} \times 0,96 = 76,8 \text{ г}$$



на 2 моль этанола -- 2 моль натрия -- 1 моль водорода

Найдем заданное количество этанола в моль:

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) / M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 76,84 \text{ г} : 46 \text{ г/моль} = 1,67 \text{ моль}$$

Поскольку заданное количество натрия составляло 2 моль, натрия в нашей задаче присутствует в избытке. Поэтому объем выделенного водорода будет определяться количеством этанола:

$$n_1(\text{H}_2) = 1/2 n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1/2 \times 1,67 \text{ моль} = 0,835 \text{ моль}$$

$$V_1(\text{H}_2) = n_1(\text{H}_2) \times V_M = 0,835 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль} = 18,7 \text{ л}$$

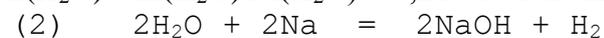
Но это еще не окончательный ответ. **Будьте внимательны!**

Вода, содержащаяся в растворе спирта, тоже реагирует с натрием с выделением водорода.

Найдем массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \{m(\text{раствора}) \times w\% \} : 100\% = 80 \text{ г} \times 0,04 = 3,2 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O}) = 3,2 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,178 \text{ моль}$$



на 2 моль воды -- 2 моль натрия -- 1 моль водорода

Количество натрия, оставшееся неизрасходованным после реакции с этанолом, составит:

$$n(\text{Na, остаток}) = 2 \text{ моль} - 1,67 \text{ моль} = 0,33 \text{ моль}$$

Таким образом, и по сравнению с заданным количеством воды (0,178 моль) натрия все равно оказывается в избытке.

Найдем количество и объем водорода, выделившегося по реакции (2):

$$n_2(\text{H}_2) = 1/2 n(\text{H}_2\text{O}) = 1/2 \times 0,178 \text{ моль} = 0,089 \text{ моль}$$

$$V_2(\text{H}_2) = n_2(\text{H}_2) \times V_M = 0,089 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль} = 1,99 \text{ л}$$

Общий объем водорода:

$$V(\text{H}_2) = V_1(\text{H}_2) + V_2(\text{H}_2) = 18,7 \text{ л} + 1,99 \text{ л} = 20,69 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 20,69 \text{ л}$

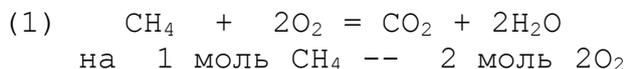
4. Реакции, протекающие в газовой фазе

При проведении расчетов по уравнениям таких реакций необходимо помнить, что количественные соотношения реагирующих веществ имеют одну особенность, вытекающую из закона Авогадро, а именно:

Для реакций, протекающих между газообразными веществами, отношение объемов реагирующих веществ и продуктов реакции равно отношению соответствующих коэффициентов уравнения реакции.

Задача. Какой объем воздуха (н.у.) потребуется для сжигания смеси, состоящей из 5 л метана и 15 л ацетилена?

Решение.



Объем кислорода, который пойдет на сжигание заданного объема метана V₁(O₂) и ацетилена V₂(O₂), составит:

$$V_1(\text{O}_2) = 2V(\text{CH}_4) = 2 \times 5 = 10 \text{ л}$$

$$V_2(\text{O}_2) = 5/2 V(\text{C}_2\text{H}_2) = 5/2 \times 15 = 37,5 \text{ л}$$

$$V(\text{O}_2) = V_1(\text{O}_2) + V_2(\text{O}_2) = 10 \text{ л} + 37,5 \text{ л} = 47,5 \text{ л}$$

Отсюда рассчитаем объем воздуха на сжигание (содержание кислорода в воздухе принимаем равным 21% по объему):

$$V(\text{воздуха}) = V(\text{O}_2) : 0,21 = 47,5 \text{ л} : 0,21 = 226 \text{ л}$$

Ответ. V(воздуха) = 226 л

ЗАДАЧА 1

Условие задачи: Найдите молекулярную формулу углеводорода, если массовые доли элементов в нем составляют: углерод - 80%, водород - 20%. Относительная плотность его паров по водороду составляет 15 г/литр.

<p><u>Дано:</u> $w(\text{C}_x) - 80\%$ $w(\text{H}_y) - 20\%$ $\rho(\text{H}_2) - 15 \text{ г/л}$</p>	<p><u>Решение</u></p> <p>1. <u>Определяем Mr (C_xH_y) по плотности</u> $\text{Mr}(\text{C}_x\text{H}_y) = 15 \text{ г/л} \times 2 = 30 \text{ г/м}$</p> <p>2. <u>Составляем таблицу</u></p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <thead> <tr> <th rowspan="2">Элемент</th> <th colspan="2">масса или массовая доля</th> <th rowspan="2">Ar</th> <th colspan="2">масса на Ar или массовая доля на Ar</th> <th rowspan="2">делим на меньшее</th> </tr> <tr> <th>w</th> <th>m</th> <th>w/Ar</th> <th>m/Ar</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>C_x</td> <td>80</td> <td></td> <td>12</td> <td>6,6</td> <td></td> <td>1</td> </tr> <tr> <td>H_y</td> <td>20</td> <td></td> <td>1</td> <td>20</td> <td></td> <td>3</td> </tr> </tbody> </table> <p>Простейшая (эмпирическая) формула: CH₃</p> <p>3. <u>Определяем Mr массу эмпирической формулы:</u> $\text{Mr}(\text{CH}_3) = \text{Ar}(\text{C}) + 3 \text{ Ar}(\text{H}) = 12 \text{ г/м} + 3 \times 1 \text{ г/м} = 15 \text{ г/м}$</p> <p>4. <u>Определяем число атомов углерода:</u> $n(\text{C}_x) = \text{Mr}(\text{C}_x\text{H}_y) / \text{Mr}(\text{CH}_3) = 30/15 = 2$</p> <p>5. <u>Определяем Mr массу числа атомов углерода (C_x):</u> $\text{Mr}(\text{C}_2) = 2 \times \text{Ar}(\text{C}) = 2 \times 12 = 24 \text{ г/м}$</p> <p>6. <u>Определяем число атомов водорода H_y</u> $n(\text{H}_y) = \text{Mr}(\text{C}_x\text{H}_y) - \text{Mr}(\text{C}_2) = 30 - 24 = 6$</p> <p>7. Делаем проверку: $\text{Mr}(\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \text{ Ar}(\text{C}) + 6 \text{ Ar}(\text{H}) = 2 \times 12 + 6 \times 1 = 30 \text{ г/м}$</p> <p>8. <u>Ответ:</u> Неизвестный углеводород имеет формулу: C₂ H₆ - этан</p>	Элемент	масса или массовая доля		Ar	масса на Ar или массовая доля на Ar		делим на меньшее	w	m	w/Ar	m/Ar	C _x	80		12	6,6		1	H _y	20		1	20		3
Элемент	масса или массовая доля		Ar	масса на Ar или массовая доля на Ar		делим на меньшее																				
	w	m		w/Ar	m/Ar																					
C _x	80		12	6,6		1																				
H _y	20		1	20		3																				

ЗАДАЧА 2

Условие задачи: При сжигании неизвестного углеводорода массой 11,2 грамма образовалось 35,2 грамма CO_2 и H_2O 16,2 грамма. Относительная молекулярная масса вещества равна 114 г/моль. Установите молекулярную формулу вещества

Дано:	Решение:
$m(\text{C}_x\text{H}_y) = 11,2 \text{ гр}$	<u>1. Составляем уравнение реакции:</u>
$m(\text{CO}_2) = 35,2 \text{ гр}$	11,2 гр 35,2 гр 16,2 гр
$m(\text{H}_2\text{O}) = 16,2 \text{ гр}$	$\text{C}_x\text{H}_y + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = 114 \text{ г/моль}$	M_r 114 г/м 44 г/м 18 г/м

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

2. Определяем количество вещества:
 $v = m/M$

$$v(\text{C}_x\text{H}_y) = 11,2 \text{ гр} / 114 \text{ г/м} = 0,098 \text{ м}$$

$$v(\text{CO}_2) = 35,2 \text{ гр} / 44 \text{ г/м} = 0,8 \text{ м}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = 16,2 \text{ гр} / 18 \text{ г/м} = 0,9 \text{ м}$$

3. Определяем число атомов углерода и водорода:

$$v(\text{C}_x\text{H}_y) / 1 = v(\text{CO}_2) / C_x = 0,098 \text{ м} / 1 = 0,8 / C_x = 8$$

$$v(\text{C}_x\text{H}_y) / 1 = v(\text{H}_2\text{O}) / H_y = 0,098 \text{ м} / 1 = 0,9 / H_y = 9$$

Простейшая (эмпирическая) формула: C_8H_9

4. Определяем $M_r(\text{C}_8\text{H}_9)$:

$$M_r(\text{C}_8\text{H}_9) = 8 A_r(\text{C}) + 9 A_r(\text{H}) = 8 \times 12 + 9 \times 1 = 105 \text{ г/м}$$

5. Определяем разницу по массе неизвестной формулы и эмпирической формулы:

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) - M_r(\text{C}_8\text{H}_9) = 114 \text{ г/м} - 105 \text{ г/м} = 9 \text{ г/м}$$

Данную разницу по массе соотносим к атомам водорода в результате окончательная формула: C_8H_{18}

6. Проверка: $M_r(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 A_r(\text{C}) + 18 A_r(\text{H}) = 8 \times 12 + 18 \times 1 = 114 \text{ г/м}$

7. Ответ: C_8H_{18} - этен

ЗАДАЧА 3

Условие задачи: Найдите молекулярную формулу углеводорода, если объем оксида углерода (IV) 8,4 литра, при нормальных условиях, масса паров воды 6,7 гр. Относительная плотность его паров при нормальных условиях 1,875 г/л.

Дано:	Решение:
$V(\text{C}_x\text{H}_y) = 2,8 \text{ л}$	<u>1. Составляем уравнение реакции:</u>
$V(\text{CO}_2) = 8,4 \text{ л (н/у)}$	2,8 л 8,4 л 6,7 г
$m(\text{H}_2\text{O}) = 6,7 \text{ г}$	$\text{C}_x\text{H}_y + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
$D(\text{н/у}) = 1,875 \text{ г/л}$	22,4 л/м 22,4 л/м 18 г/м

$V_m(\text{н/у}) = 22,4 \text{ л/м}$ 2. Определяем количество вещества:
 $\text{C}_x\text{H}_y - ?$ $v = m/M$ $v = V / V_m$

$$v(\text{C}_x\text{H}_y) = 2,8 \text{ л} / 22,4 \text{ л/м} = 0,125 \text{ м}$$

$$v(\text{CO}_2) = 8,4 \text{ л} / 22,4 \text{ л/м} = 0,375 \text{ м}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = 6,7 \text{ г} / 18 \text{ г/м} = 0,372 \text{ м}$$

3. Определяем число атомов углерода и водорода:

$$v(\text{C}_x\text{H}_y) / 1 = v(\text{CO}_2) / C_x = 0,125 \text{ м} / 1 = 0,375 / C_x = 3$$

$$v(\text{C}_x\text{H}_y) / 1 = v(\text{H}_2\text{O}) / H_y = 0,125 \text{ м} / 1 = 0,372 / H_y = 3$$

Простейшая (эмпирическая) формула: C_3H_3

4. Определяем $M_r(\text{C}_3\text{H}_3)$:

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_3) = 3 A_r(\text{C}) + 3 A_r(\text{H}) = 3 \times 12 + 3 \times 1 = 39 \text{ г/м}$$

5. Определяем $M_r(\text{C}_x\text{H}_y)$ по плотности: $1,875 \text{ г/л} \times 22,4 \text{ л/м} = 42 \text{ г/м}$

6. Определяем разницу по массе неизвестной формулы и эмпирической формулы:

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) - M_r(\text{C}_3\text{H}_3) = 42 \text{ г/м} - 39 \text{ г/м} = 3 \text{ г/м}$$

употребляемым продуктом. В России алкогольные напитки известны с XVI в. Считают, что впервые их завезли сюда генуэзские купцы. Но вскоре хвалебные гимны сменились громкими проклятиями в адрес этанола, прозванного «великим лжецом» и «чумой XX века».

Оказалось, что по своему физиологическому воздействию на организм человека этанол относится к наиболее опасным наркотикам. Систематическое употребление этанола приводит к стремительному росту болезненного влечения к нему, которое сопровождается глубокой перестройкой обменных процессов, развитием психических и соматических нарушений. Эта психологическая и физиологическая зависимость человека от этанола получила название «алкоголизм». Попадание же в организм большинства людей 500 мл спирта заканчивается смертельным исходом.

Основным источником поступления этанола в организм человека являются алкогольные напитки. Причем, если напиток содержит еще и растворенный углекислый газ, как, например, шампанское и пиво, то имеющийся в нем спирт значительно быстрее всасывается в желудке, поступает в кровь и разносится по всем органам, тканям и клеткам организма. Максимальная концентрация спирта в крови устанавливается уже через 30 минут, если алкогольный напиток принят натощак, и через 1 – 1,5 часа, если человек перед этим плотно поел. У людей, регулярно употребляющих спиртные напитки, нарушается работа печени и головного мозга, ухудшается память. Меняется также и поведение человека, степень нарушения которого зависит от содержания этанола в крови.

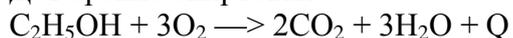
Осознав опасность, которую несут людям спиртные напитки, человечество начало борьбу с алкоголизмом. Причем уровень развития человеческого общества в целом и особенности конкретной страны в частности существенно сказывались на характере принимаемых антиалкогольных мер.

Наиболее распространенными мерами стали напоминание или предупреждение о вреде алкоголя, а также запрещение или ограничение его употребления. Например, в Древнем Египте существовал обычай ставить во время пирушки на углу праздничного стола скелет, увешанный погребальными украшениями. Это служило убедительным напоминанием участникам празднества о необходимости соблюдать меру в употреблении горячительных напитков. В Спарте и Афинах за употребление спиртного напитка грозило публичное наказание, а в случае повторного нарушения – казнь. В Древнем Риме вино не разрешалось пить мужчинам в возрасте до 30 лет, а женщинам – любого возраста. Не осталась в стороне от запретов на употребление алкоголя и религия. Ислам, буддизм, конфуцианство полностью запрещают употребление спиртного. В наши дни также большое внимание уделяется борьбе с избыточным употреблением алкогольных напитков, особенно, среди молодежи. При этом главным стимулом сознательного отказа человека от чрезмерного увлечения этими напитками служит осознание им того, что здоровье – это одна из высших ценностей, данных ему Природой.

Химические свойства одноатомных спиртов.

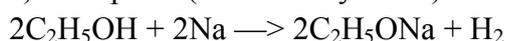
1. Р. Горения.

Д! Горение спиртовки



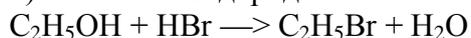
2. Р. замещения

а) с натрием (этанол и бутанол)

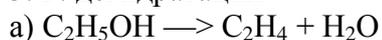


этилат натрия

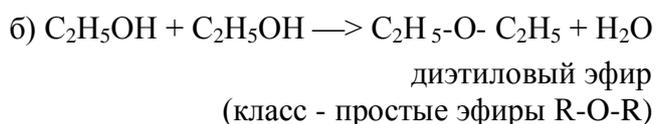
б) с галогеноводородами



3. Р. дегидратации



Д! К доске вызывается учащийся, который демонстрирует опыт. Доказывает наличие этилена в продуктах реакции.



4. Качественная реакция на спирты.

Лабораторный опыт.

В пробирку налейте 2-3 мл этанола. Возьмите медную проволоку, нагрейте ее на пламени спиртовки и внесите в пробирку со спиртом. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции:



Исследование содержания многоатомных спиртов в жевательной резинке

Вопрос: Каким реактивом мы можем обнаружить сорбит, ксилит, маннит?

Ответ: Свежеприготовленным гидроксидом меди (II).

Опыт .

1) Приготовление контрольного образца:

В один хим. стакан + 3-4 капли $CuSO_4$ + 1 мл $NaOH \rightarrow$ осадок синего цвета

2) Обнаружение сорбита (ксилита, маннита) в жевательной резинке:

В другой хим. стакан + 3-4 капли $CuSO_4$ + 1 мл $NaOH \rightarrow$ осадок синего цвета + добавить (немного) взвесь из опыта 1 \rightarrow тёмно-синий раствор.

Вывод: жевательные резинки (любые) содержат многоатомные спирты: сорбит, ксилит, маннит.

Задание: Составьте уравнение реакции взаимодействия ксилита с гидроксидом меди (II).

Химические свойства многоатомных спиртов.

В.: Какие химические свойства характерны для одноатомных спиртов?

(реакция горения, реакция замещения водорода гидроксильной группы на щелочной металл, взаимодействие с галогеноводородами и др.)

Проблема: будут ли эти свойства характерны для многоатомных спиртов?

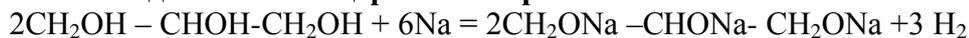
Гипотеза: если многоатомные спирты содержат гидроксильные группы, то они имеют сходные свойства с одноатомными спиртами.

В.: Какими способами будем доказывать гипотезу?

(С помощью эксперимента).

Демонстрационный опыт

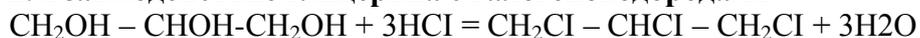
1. Взаимодействие глицерина с натрием:



глицерат натрия.

Рассматриваем уравнение реакции глицерина с натрием на слайде, с этиленгликолем – самостоятельно.

2. Взаимодействие глицерина с галогеноводородами



1,2,3 - трихлорпропан

Рассматриваем уравнение реакции с глицерином на слайде, с этиленгликолем – самостоятельно.

3. Взаимодействие с кислотами (азотной кислотой)

О каком веществе идет речь?

Я пью его в мельчайших дозах,

На сахар капаю раствор

А он способен бросить в воздух

Любую из ближайших гор.



В 1846 году итальянский химик Асканьо Собrero нагрел глицерин со смесью серной и азотной кислот. Полученный продукт при выделении взрывался с огромной силой. Так был открыт сложный эфир глицерина и азотной кислоты – тринитрат глицерина

(нитроглицерин).

Это вещество пробовали применять в военных целях. Однако такая взрывчатка часто взрывалась от случайного сотрясения или удара. Решение проблемы предложил шведский инженер-химик, изобретатель промышленник А. Нобель, который в 1866 году обнаружил, что пропитанная нитроглицерином **инфузорная земля** безопасна при хранении и транспортировке и при этом сохраняет свои взрывчатые свойства, так был изобретен **динамит**, который используют при прокладке туннелей, в строительстве, военном деле.

Но ... нитроглицерин не только убивает, но и лечит:

1% раствор - сосудорасширяющее (кардиологическое) средство.

В.: Какой вывод о химических свойствах многоатомных спиртов можно сделать?

Вывод: Как вещества, содержащие гидроксильные группы, многоатомные спирты имеют сходные свойства с одноатомными спиртами.

Проблема. Должно ли вызвать появление новых химических свойств увеличение числа гидроксильных групп в молекулах многоатомных спиртов?

Гипотеза: Если в молекуле глицерина содержится несколько гидроксильных групп, это приведет к появлению новых химических свойств.

Лабораторный опыт «Качественная реакция многоатомных спиртов».

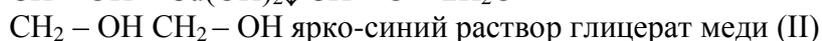
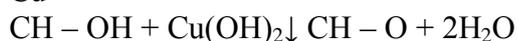
Лабораторный опыт выполняется по инструкции в учебнике.

Многоатомные спирты в отличие от одноатомных спиртов реагируют с нерастворимым основанием и легче окисляются. Взаимодействие глицерина с основанием говорит о том, что многоатомные спирты обладают слабыми кислотными свойствами.

Уравнение реакции глицерина с гидроксидом меди (II)



Cu



Итак, мы рассмотрели отличительные свойства многоатомных спиртов.

В.: Что обуславливает качественные изменения при переходе от одноатомных спиртов к многоатомным?

Вывод: Особенностью многоатомных спиртов является большая подвижность атомов водорода в гидроксильной группе и легкая окисляемость радикала, причина – влияние этих групп друг на друга.

Сегодня на уроке мы проводим эксперимент по определению в товарах бытовой химии, косметике и жевательных резинках глицерина и других многоатомных спиртов.

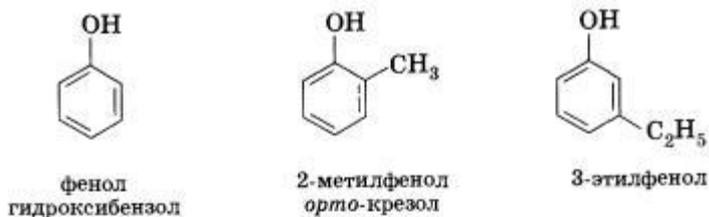
В.: Какие свойства заложены в эти товары исходя из характеристик глицерина?

Реклама утверждает, что товары содержащие глицерин защищают кожу рук и оказывают смягчающее действие! В зубных пастах и жевательных резинках многоатомные спирты используются как задерживающие воду вещества. В ходе нашего эксперимента мы должны определить, содержат ли данные товары глицерин?

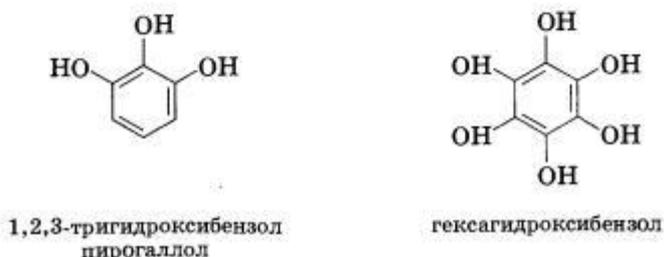
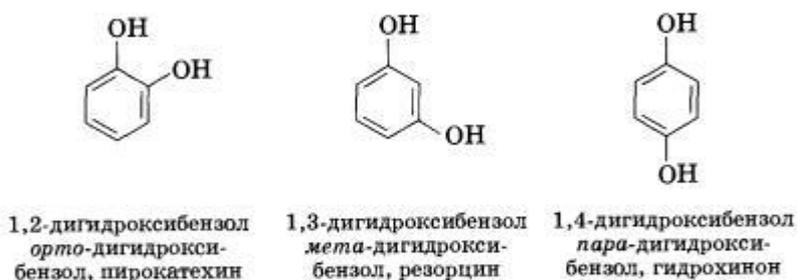
Фенолы — органические вещества, молекулы которых содержат радикал фенил, связанный с одной или несколькими гидроксигруппами.

Так же как и спирты, фенолы классифицируют по атомности, т. е. по количеству гидроксильных групп. Одноатомные фенолы содержат в молекуле одну гидроксильную

группу:



Многоатомные фенолы содержат в молекулах более одной гидроксильной группы:



Существуют и другие многоатомные **фенолы**, содержащие три и более гидроксильные группы в бензольном кольце.

Познакомимся подробнее со строением и свойствами простейшего представителя этого класса — фенолом C_6H_5OH . Название этого вещества легло в основу названия всего класса — фенолы.

Физические свойства.

Твердое бесцветное кристаллическое вещество, $t^{\circ}_{пл} = 43^{\circ}C$, $t^{\circ}_{кип} = 181^{\circ}C$, с резким характерным запахом. Ядовит. Фенол при комнатной температуре незначительно растворяется в воде. Водный раствор фенола называют карболовой кислотой. При попадании на кожу он вызывает ожоги, поэтому с фенолом необходимо обращаться осторожно.

Строение молекулы фенола

В молекуле фенола гидроксил непосредственно связан с атомом углерода бензольного ароматического ядра.

Вспомним строение групп атомов, образующих молекулу фенола.

Ароматическое кольцо состоит из шести атомов углерода, образующих правильный шестиугольник, вследствие sp^2 -гибридизации электронных орбиталей шести атомов углерода. Эти атомы связаны σ -связями. Не участвующие в образовании σ -связей p -электроны каждого атома углерода, перекрывающиеся по разные стороны плоскости σ -связей, образуют две части единого шестиелектронного π -облака, охватывающего все бензольное кольцо (ароматическое ядро). В молекуле бензола C_6H_6 ароматическое ядро абсолютно симметрично, единое электронное π -облако равномерно охватывает кольцо атомов углерода под и над плоскостью молекулы (рис. 24).

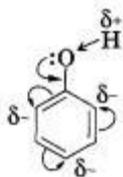
Ковалентная связь между атомами кислорода и водорода гидроксильного радикала сильно полярна, общее электронное облако связи $O-H$ смещено в сторону атома кислорода, на котором возникает частичный отрицательный заряд, а на атоме водорода — частичный

положительный заряд. Кроме того, атом кислорода в гидроксильной группе имеет две неподеленные, принадлежащие только ему электронные пары.

В молекуле фенола гидроксильный радикал взаимодействует с ароматическим ядром, при этом неподеленные электронные пары атома кислорода взаимодействуют с единым π-облаком бензольного кольца, образуя единую электронную систему. Такое взаимодействие неподеленных электронных пар и облаков π-связей называют сопряжением. В результате сопряжения неподеленной электронной пары атома кислорода гидроксигруппы с электронной системой бензольного кольца уменьшается электронная плотность на атоме кислорода. Это снижение компенсируется за счет большей поляризации связи O—H, что, в свою очередь, приводит к увеличению положительного заряда на атоме водорода. Следовательно, водород гидроксильной группы в молекуле фенола имеет «кислотный» характер.

Логично предположить, что сопряжение электронов бензольного кольца и гидроксильной группы сказывается не только на ее свойствах, но и на реакционной способности бензольного кольца.

В самом деле, как вы помните, сопряжение неподеленных пар атома кислорода с π-облаком бензольного кольца приводит к перераспределению электронной плотности в нем. Она понижается у атома углерода, связанного с OH-группой (сказывается влияние электронных пар атома кислорода) и повышается у соседних с ним атомов углерода (т. е. положения 2 и 6, или орто-положения). Очевидно, что повышение электронной плотности у этих атомов углерода бензольного кольца приводит к локализации (сосредоточению) отрицательного заряда на них. Под влиянием этого заряда происходит дальнейшее перераспределение электронной плотности в ароматическом ядре — смещение ее от 3-го и 5-го атомов (мета-положение) к 4-му (орто-положение). Эти процессы можно выразить схемой:



Таким образом, наличие гидроксильного радикала в молекуле фенола приводит к изменению π-облака бензольного кольца, увеличению электронной плотности у 2, 4 и 6-го атомов углерода (орто-, пара-положения) и уменьшению электронной плотности у 3-го и 5-го атомов углерода (мета-положения).

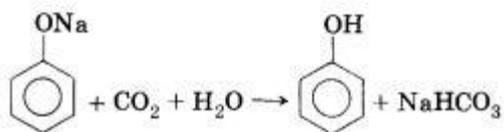
Локализация электронной плотности в орто- и пара-положениях делает их наиболее вероятными для атак электрофильных частиц при взаимодействии с другими веществами. Следовательно, влияние радикалов, составляющих молекулу фенола, взаимно, и оно определяет его характерные свойства.

Химические свойства фенола

Кислотные свойства

Как уже было сказано, атом водорода гидроксильной группы фенола обладает кислотным характером. Кислотные свойства у фенола выражены сильнее, чем у воды и спиртов. В отличие от спиртов и воды фенол реагирует не только с щелочными металлами, но и с щелочами с образованием фенолятов.

Однако кислотные свойства у фенолов выражены слабее, чем у неорганических и карбоновых кислот. Так, например, кислотные свойства фенола примерно в 3000 раз меньше, чем у угольной кислоты. Поэтому, пропуская через водный раствор фенолята натрия углекислый газ, можно выделить свободный фенол:



Добавление к водному раствору фенолята натрия соляной или серной кислоты также приводит к образованию фенола.

Качественная реакция на фенол

Фенол реагирует с хлоридом железа(III) с образованием интенсивно окрашенного в фиолетовый цвет комплексного соединения.

Эта реакция позволяет обнаруживать его даже в очень незначительных количествах.

Другие фенолы, содержащие одну или несколько гидроксильных групп в бензольном кольце, также дают яркое окрашивание сине-фиолетовых оттенков в реакции с хлоридом железа(III).

Реакции бензольного кольца

Наличие гидроксильного заместителя значительно облегчает протекание реакций электрофильного замещения в бензольном кольце.

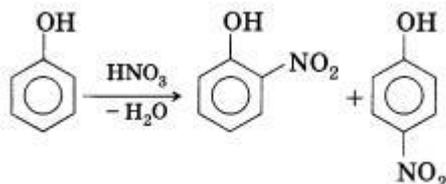
1. Бромирование фенола. В отличие от бензола для бромирования фенола не требуется добавления катализатора (бромид железа(III)).

Кроме того, взаимодействие с фенолом протекает селективно (избирательно): атомы брома направляются в орто- и пара-положения, замещая находящиеся там атомы водорода.

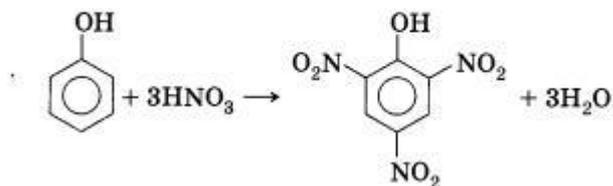
Селективность замещения объясняется рассмотренными выше особенностями электронного строения молекулы фенола. Так, при взаимодействии фенола с бромной водой образуется белый осадок 2,4,6-трибромфенола.

Эта реакция, так же как и реакция с хлоридом железа(III), служит для качественного обнаружения фенола.

2. Нитрование фенола также происходит легче, чем нитрование бензола. Реакция с разбавленной азотной кислотой идет при комнатной температуре. В результате образуется смесь орто- и пара-изомеров нитрофенола:



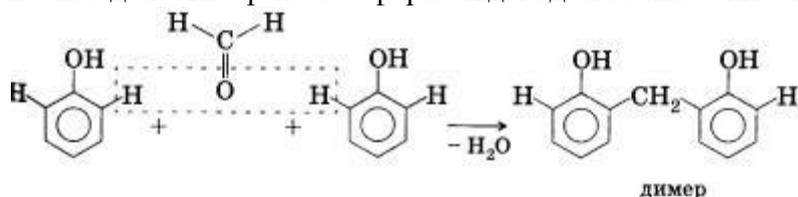
При использовании концентрированной азотной кислоты образуется 2,4,6-тринитрофенол — пикриновая кислота, взрывчатое вещество:



3. Гидрирование ароматического ядра фенола в присутствии катализатора происходит легко.

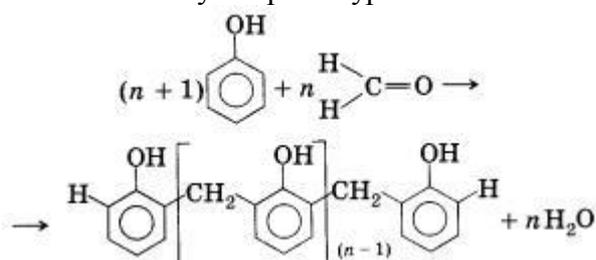
4. Поликонденсация фенола с альдегидами, в частности, с формальдегидом, происходит с образованием продуктов реакции — фенолформальдегидных смол и твердых полимеров.

Взаимодействие фенола с формальдегидом можно описать схемой:



Вы, наверное, заметили, что в молекуле димера сохраняются «подвижные» атомы водорода, а значит, возможно дальнейшее продолжение реакции при достаточном количестве реагентов.

Реакция поликонденсации, т. е. реакция получения полимера, протекающая с выделением побочного низкомолекулярного продукта (воды), может продолжаться и далее (до полного израсходования одного из реагентов) с образованием огромных макромолекул. Процесс можно описать суммарным уравнением:



Образование линейных молекул происходит при обычной температуре. Проведение же этой реакции при нагревании приводит к тому, что образующийся продукт имеет разветвленное строение, он твердый и нерастворимый в воде. В результате нагревания феноло-формальдегидной смолы линейного строения с избытком альдегида получают твердые пластические массы с уникальными свойствами. Полимеры на основе феноло-формальдегидных смол применяют для изготовления лаков и красок, пластмассовых изделий, устойчивых к нагреванию, охлаждению, действию воды, щелочей и кислот, они обладают высокими диэлектрическими свойствами. Из полимеров на основе фенолформальдегидных смол изготавливают наиболее ответственные и важные детали электроприборов, корпуса силовых агрегатов и детали машин, полимерную основу печатных плат для радиоприборов.

Клеи на основе феноло-формальдегидных смол способны надежно соединять детали самой различной природы, сохраняя высочайшую прочность соединения в очень широком диапазоне температур. Такой клей применяется для крепления металлического цоколя ламп освещения к стеклянной колбе. Теперь вам стало понятно, почему фенол и продукты на его основе находят широкое применение (схема 8).

Порядок выполнения:

Задание 1.

Составить кроссворд

Г

1 э т а н о л

2 э т и л е н г л и к о л ь

3 а ц е т о н

4 ф е н о л

5 ф о р м а л ь д е г и д

б м е т и л ф е н о л

7 п р о п а н а л ь

По вертикали:

Название трехатомного спирта состава $\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH})$.

По горизонтали:

1. Винный спирт (предельный одноатомный спирт с двумя атомами углерода в цепи).
2. Диол с двумя атомами углерода.
3. Тривиальное название пропанона (диметилкетона).
4. Название вещества с формулой $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$.
5. Одно из названий простейшего альдегида.
6. Гомолог вещества $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$.
7. Межклассовый изомер вещества, названного в 4 вопросе

Задание 2.

Вариант 1:

Даны формулы веществ: H_2O , Na , NaOH , Ag , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CH_3COOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$.

Выберите из них те, которые надо вставить в пропуски в уравнениях реакций:

- 1) $\text{C}_2\text{H}_2 + \dots \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=O}$
- 2) $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2 \dots \rightarrow 2 \dots + \text{H}_2$
- 3) $\text{CH}_3\text{CH=O} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \dots + 2 \dots$
- 4) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \dots \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 5) $\text{H}_2\text{C-OH} + 2 \dots \rightarrow \text{H}_2\text{C-O-Na} + \text{H}_2$



- 6) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \dots \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 1:

Даны формулы веществ: NaOH , Na , HNO_3 , CuO , HBr , CH_3OH , NaCl .

Выберите из них те, которые надо вставить в пропуски в уравнениях реакций:

- 1) $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \dots \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \dots$
- 2) $\dots + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{H}_2\text{C-OH} + 3 \dots \rightarrow \text{H}_2\text{C-O-NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$



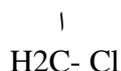
- 4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \dots \rightarrow \text{CH}_3\text{CH=O} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{CH}_3\text{Cl} + \dots \rightarrow \dots + \text{NaCl}$
- 6) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \dots \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{-O-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 3:

Даны формулы веществ: NaOH , FeCl_3 , $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})_2$, H_2O , Ag_2O , $\text{CH}_2(\text{OH})\text{-CH}_2\text{OH}$, H_2 .

Выберите из них те, которые надо вставить в пропуски в уравнениях реакций:

- 1) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + [\text{O}] + \dots \rightarrow \dots$
- 2) $\text{HCH=O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
- 3) $\text{H}_2\text{C-Cl} + 2 \dots \rightarrow \dots + 2\text{NaCl}$



- 4) $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Ca} \rightarrow \dots + \dots$
- 5) $\text{HCH=O} + 2 \dots \rightarrow \text{CO}_2 + 4\text{Ag} + \dots$
- 6) $3\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \dots \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_5\text{O})_3\text{Fe} + 3\text{HCl}$

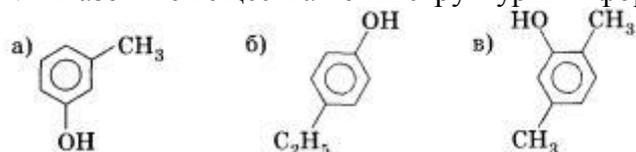
Вариант 4:

Даны формулы веществ: Cu_2O , H_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{C}_6\text{H}_2(\text{Br}_3)\text{OH}$, Ba , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{CH}_2\text{BrCH}=\text{O}$.
Выберите из них те, которые надо вставить в пропуски в уравнениях реакций:

- $2 \text{CH}_3\text{OH} + \dots \rightarrow \text{Ba}(\text{CH}_3\text{O})_2 + \dots$
Ni
- $\text{HCH}=\text{O} + \dots \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 3\text{Br}_2 \rightarrow \dots + 3\text{HBr}$
- $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\ | \\ \text{HC}-\text{OH} \\ | \\ \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \end{array} + \dots \rightarrow \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O} \uparrow \\ | \\ \text{HC}-\text{O} \uparrow \\ | \\ \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \end{array} \text{Cu} + 2\text{H}_2\text{O}$$
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{O} + 2 \dots \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \dots + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow \dots + \text{HBr}$

Задание 3.

1. Назовите вещества по их структурным формулам:



- Объясните, почему кислотные свойства фенола выражены сильнее, чем кислотные свойства воды и спиртов.
- При пропускании углекислого газа через водный раствор фенолята натрия реакционная смесь помутнела и приобрела характерный запах. Объясните изменения и приведите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.
- Составьте уравнения реакций, соответствующих нескольким стадиям образования фенолформальдегидного полимера из тримера.
- 5*. Смесь непредельного спирта и гомолога фенола массой 1,37 г реагирует с 160 г 2%-ной бромной воды. Такая же смесь в реакции с избытком натрия выделяет 168 мл газа (н. у.). Определите молекулярные формулы веществ и их массовые доли в смеси.

Задание 4.

Составьте цепочку превращений в три стадии с указанием над стрелками переходов формулы необходимых для этого веществ, отражающую схему:

-получения формальдегида из метана.



-получения уксусной (этановой) кислоты из этена.



- получения уксусного альдегида из этана.



- получения фенола из ацетилена.



Задание 4.

Решить задачи различных типов с использованием спиртов, фенола, альдегидов.

ЗАДАЧИ:

- Вычислите объем водорода (н.у.), выделившегося при взаимодействии натрия массой 4,6 г с этиловым спиртом.
- Какую массу металла при 80%-ном его выходе можно получить при окислении аммиачным раствором оксида серебра (I) пропионового альдегида массой 5,8 г?

3. Фенолят калия получен взаимодействием фенола массой 4,7 г и раствора массой 120 г с массовой долей гидроксида калия, равной 14%. Какова масса фенолята?

Задание 5.

ТЕСТ.

1. Предельным одноатомным спиртам соответствуют формулы
а) CH_2O , б) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, в) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, г) CH_4O , д) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
2. Функциональной группой альдегидов является группа атомов
а) OH , б) COH , в) COOH , г) NH_2 , д) NO_2
3. Этанол реагирует с веществами
а) NaOH , б) Na , в) HCl , г) CH_3COOH , д) FeCl_3
4. Качественная реакция на многоатомные спирты – это реакция с
а) NaOH , б) FeCl_3 , в) CuO , г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, д) HNO_3 .
5. Реактивами в качественных реакциях на альдегиды являются
а) хлорид железа (III), б) аммиачный раствор оксида серебра (I), в) фуксинсернистая кислота, г) гидроксид меди (II) при нагревании, д) гидроксид меди (II).

Практическая работа №32.

Ознакомление с особенностями строения и свойствами многоатомных спиртов.

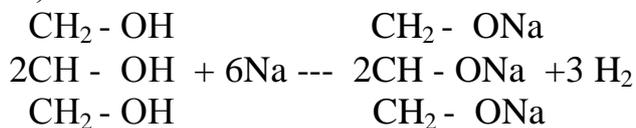
Цель работы: Познакомить с особенностями строения и свойствами многоатомных спиртов. Закрепить понятие о функциональной группе спиртов. Развить понятие о взаимном влиянии атомов, зависимости применения от свойств веществ. Научиться проводить качественную реакцию на многоатомные спирты.

Основные понятия: Многоатомные спирты являются производными углеводов с двумя, тремя и более гидроксильными группами. Названия образуются по общим правилам ИЮПАК: **название углеводорода + суффикс ди (три) + суффикс ол.** Например: $\text{OHCH}_2 - \text{CHON} - \text{CH}_2\text{OH}$ пропантриол -1,2,3 или глицерин.

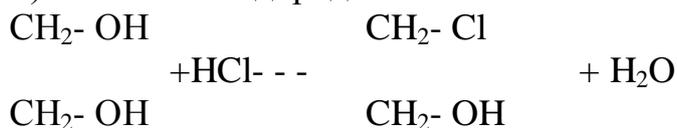
Глицерин – это сиропообразная бесцветная жидкость сладкого вкуса; смешивается с водой и этанолом; способен растворять многие органические и неорганические вещества (гипс). Глицерин входит в состав природных жиров и масел, поэтому его получают омылением этих веществ. Полный синтез глицерина был проведен **Ш. Фриделем в 1873 году** из ацетона. Глицерину присущи все характерные реакции спиртов.

Химические свойства глицерина:

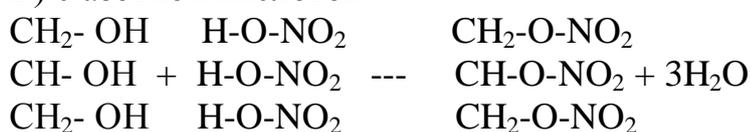
А) взаимодействие с металлическим натрием:



Б) с галогеноводородными кислотами



В) с азотной кислотой



Из производных глицерина важное значение имеет **1,2,3-тринитроглицерин**.

Самое противоестественное, что может быть на Земле - это использование изобретений и научных открытий для нанесения вреда здоровью человека или разработка специально направленных веществ на его уничтожение. Так случилось с нитроглицерином.

Нитроглицерин – маслообразная, тяжелая жидкость, нерастворимая в воде, легко растворимая в этаноле, бензоле. Пары нитроглицерина ядовиты. В малых дозах он используется в медицине как сосудорасширяющее средство.

Нитроглицерин - очень взрывчатое вещество, взрывается ,особенно в твердом состоянии, от простого соприкосновения. Впервые нитроглицерин был получен итальянским химиком **А.Собреро в 1847 году**. Из всех бризантных взрывчатых веществ (веществ дробящего действия) нитроглицерин – самое сильное и опасное. Оно очень чувствительно к трению и удару. Применять нитроглицерин в свободном виде нельзя. Однако в **1868** году на



нитроглицериновой основе **А.Нобель** создал относительно безопасный продукт – динамит, который хотя и обладает огромной разрушительной силой, но более удобен в обращении. Динамит взрывается только от капсюля-детонатора. Динамит обычно применяется при прокладке туннелей в горах, в строительстве. Конечно, снаряды динамитом не начиняют, но нитроглицериновый порох (баллистит) использовали во время первой и второй мировых войн. Применяют его и сейчас. Используют его для взрывных работ в смеси с 25% инфузурной земли (трепела). Такая смесь и называется динамит. В смеси с нитратом целлюлозы нитроглицерин образует желатинообразную массу («гремучий студень»), которая не взрывается, а сравнительно медленно горит. Она используется для изготовления бездымного пороха.

Чистый глицерин используют в текстильной, кожевенной промышленности в качестве смягчителя.

Порядок выполнения:

«Растворение глицерина в воде и реакция его с гидроксидом меди II».

Оборудование: Глицерин, вода, растворы гидроксида натрия и сульфата меди
Инструкция.

1. Растворение глицерина в воде

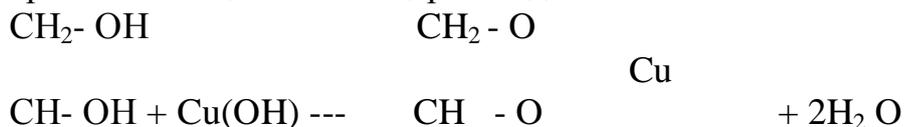
Налейте в пробирку 1-2 мл глицерина, добавьте столько же воды и встряхните; добавьте ещё воды. Наблюдайте

2. Получение гидроксида меди II.

В пробирку налейте 2 мл гидроксида натрия и добавьте несколько капель сульфата меди II до выпадения осадка.

3. Получение глицерата меди II.

К свежеприготовленному гидроксиду меди 2 в присутствии щелочи прилить глицерин и смесь встряхнуть, то осадок растворяется и образуется раствор ярко-синего цвета – глицерат меди 2.



Сделайте выводы, ответив на следующие вопросы:

- какова растворимость глицерина в воде?
- какая реакция характерна для глицерина и других многоатомных спиртов?
- составьте соответствующее уравнение.

Обсуждение работы. Выводы.

Данная реакция доказывает, что многоатомные спирты обладают слабыми кислотными свойствами. Накопления гидроксильных групп в их молекулах придаёт большую подвижность атомам водорода по сравнению с одноатомными спиртами. Это результат взаимного влияния гидроксильных групп друг на друга.

Получение эфира из спирта.

Получение диэтилового эфира интересно тем, что очень убедительно показывает учащимся влияние условий реакции на образование разных продуктов из одних и тех же исходных веществ. Этиловый спирт и концентрированная серная кислота при нагревании выше 140—150°C дают преимущественно этилен (с. 46), при температуре ниже 140°C дают диэтиловый эфир.

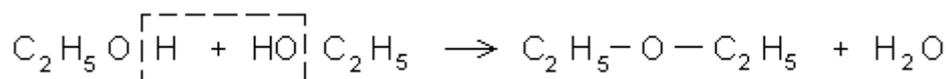
На результат реакции оказывают влияние и относительные количества взятых веществ. При получении эфира относительное количество спирта должно быть больше, чем при получении этилена. Это объясняется тем, что эфир образуется при действии на этилсерную кислоту дополнительного количества спирта:



тогда как этилен получается при разложении этилсерной кислоты:



Учащимся это может быть разъяснено так: при образовании молекулы этилена серная кислота отнимает воду от каждой молекулы спирта, а при образовании эфира она отнимает воду от каждых двух молекул спирта:



Опыт ведут так, чтобы вначале получить этилсерную кислоту, а затем к ней добавляют спирт и отгоняют эфир, нагревая жидкость не выше 140°C.

В небольшую колбу (рис. 28) наливают равные по объёму количества спирта (ректификата) и концентрированной серной кислоты, что соответствует примерно эквимолекулярным соотношениям. В воронку наливают дополнительное количество спирта. В качестве приемника используют колбу Бунзена, которую ставят в сосуд со льдом и к боковой трубке его присоединяют длинную каучуковую трубку для отвода несконденсировавшихся паров эфира (под тягу или за окно).

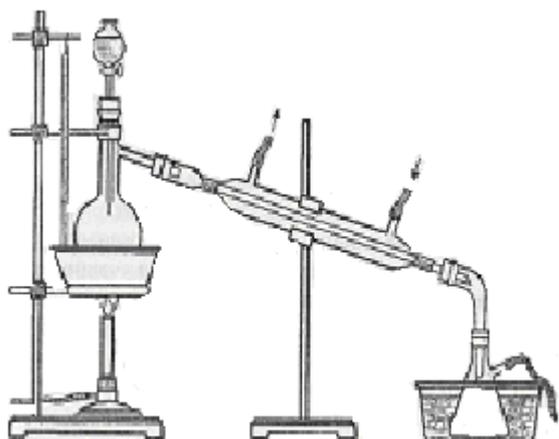


Рис. 28. Получение диэтилового эфира из спирта

Нагревают колбу на песчаной бане (песок должен быть нагрет заранее) до температуры 140°C и, когда начнет перегоняться эфир, добавляют понемногу из воронки этанол. Через холодильник должна идти сильная струя холодной воды. Опыт ведут до получения необходимого для демонстрации количества эфира. С эфиром неизбежно отгоняется некоторое количество спирта и воды. Чтобы эфир отмыть от спирта, дистиллят переносят в делительную воронку, добавляют к нему равный объем воды, содержимое воронки взбалтывают, дают жидкости отстояться, сливают нижний водный слой, а эфир переносят в пробирку и демонстрируют классу.

После удаления спирта эфир промывают слабым раствором щелочи, освобождаясь от кислот, затем снова промывают водой и сушат хлоридом кальция. Эти операции выполняют уже не на уроке.

Проверка чистоты эфира. Большое значение имеет ознакомление учащихся, хотя бы в процессе кружковой работы, с методами проверки чистоты реактивов. Наиболее просто это можно осуществить с диэтиловым эфиром. Как видно из способа получения, недостаточно чистый эфир может содержать воду, кислоту, спирт.

Чтобы убедиться, содержит ли эфир воду, кислоту или спирт, в пробу его бросают маленький кусочек очищенного натрия. При наличии воды выделяется водород.

Наличие кислоты можно установить, если к пробе эфира добавить небольшое количество воды, жидкости взболтать, спустить из делительной воронки нижний водный слой и испытать его лакмусовой бумажкой.

Для открытия спирта проводят иодоформную реакцию. К пробе эфира добавляют немного воды, 2—3 капли раствора йода в иодиде калия или кристаллики йода и хорошо взбалтывают смесь. Затем обесцвечивают раствор незначительным количеством щелочи и подогревают. При наличии спирта после охлаждения образуется запах, а затем появляются желтые кристаллики йодоформа.

4. Заполнить таблицу. Свойства глицерина и этиленгликоля.

этиленгликоля	глицерина
1. Как заменитель глицерина	1. В косметике и в фармацевтической промышленности играет роль смягчающего и успокаивающего средства. Добавление его в зубную пасту - предотвращает ее от высыхания.
2. Для приготовления антифризов в двигателях внутреннего сгорания	2. В кожевенной промышленности и текстильной промышленности для придания им мягкости и эластичности
3. Составная часть для жидкостей тормозных гидравлических приспособлений в	3. В пищевой промышленности добавляют в кондитерские изделия для

артиллерийских орудиях	предотвращения их кристаллизации – опрыскивают табак он действует, как увлажнитель, предотвращая высыхание табачных листьев и их раскрошение до переработки.
4.Для получения различных синтетических материалов на основе полиэфирных смол	4.В медицине – для получения лекарства - нитроглицерина
5.Эфиры этиленгликоля – применяются как растворители в производстве лаков	5.Для приготовления антифризов
	6. Для получения пленкообразующих лаковых алкидных смол, для окраски станков, машин, вагонов.
	7.Как добавка к клеям для предохранения их от слишком быстрого высыхания и добавка к пластикам, особенно к целлофану

Вопросы для повторения: Химические свойства жиров, мылов.

Практическая работа №33.

Формирование представления о жирах, биоорганических веществах.

Цель работы: сформировать представление о жирах как биоорганических веществах, их классификации, свойствах, способах их переработки и применении; актуализировать знания о жирах из курса биологии.

Основные понятия: Сегодня мы с вами продолжим знакомиться с классами органических веществ на примере жиров, которые по своей химической природе являются сложными эфирами.

Источниками жиров являются живые организмы. Среди животных это коровы, свиньи, овцы, гуси, киты, тюлени, рыбы: акула, тресковые, сельди. Из печени трески и акулы получают рыбий жир – лекарственное средство, из сельдевых – жиры, используемые для подкормки сельскохозяйственных животных.

Еще шире используются масла растений: хлопка, льна, сои, арахиса, кунжута, рапса, горчицы, оливы, подсолнечника, конопли, клещевины, мака, масличной пальмы, кокоса и многих других. (Демонстрация изображений масличных растений, животных, из которых получают жир.)

Немного истории.

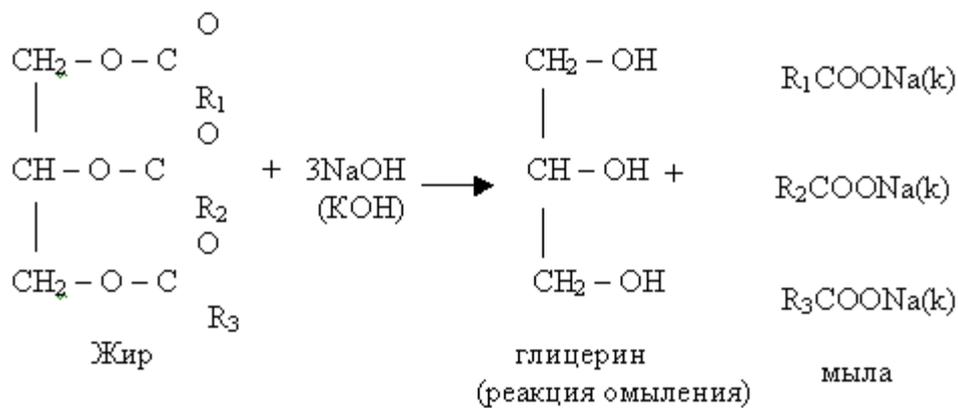
К. Шееле выделил из оливкового масла вещество сладкого вкуса – «масляный сахар», вскоре он обнаружил его в коровьем масле и свином жире. Так в 1779 г. было установлено, что в состав жиров входит глицерин.

М. Э. Шеврель посвятил изучению жиров 14 лет.

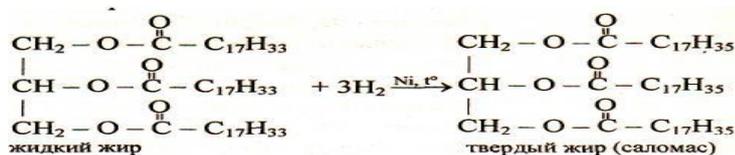
В 1808 г. к нему обратился владелец текстильной фабрики с просьбой изучить состав мягкого мыла, получаемого на фабрике.

Шеврель установил, что мыло – натриевая соль высшей жирной кислоты. Шеврель изготавливал мыла из жиров различных животных, выделял из них жирные кислоты. Так были впервые получены стеариновая, олеиновая, капроновая кислоты. Шеврель показал, что жиры состоят из глицерина и жирных кислот, причем это не просто их смесь, а соединение, которое, присоединяя воду, распадается на глицерин и кислоты. Шеврель вместе с Ж. Гей-Люссаком предложил способ получения стеариновых свечей.

Синтез жиров осуществил в 1850 г. Мерселен Бертло, нагревая в запаянных стеклянных трубках смесь глицерина с жирными кислотами. Методом синтеза он установил строение жиров.



Современная пищевая промышленность нуждается в твердых жирах, поэтому жидкие жиры **подвергают гидрированию** по химической реакции, уравнение реакции таково



В результате данной реакции получают маргарины

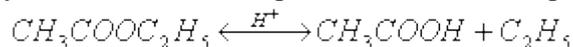
Для жиров растительного происхождения, помимо гидролиза, характерны также реакции непредельных карбоновых кислот. Какие специфические реакции этих веществ вы знаете?

- Реакции присоединения и окисления.
- Уточните. Назовите конкретные примеры.
- Обесцвечивание бромной воды, гидрирования (+H₂), обесцвечивание раствора KMnO₄.

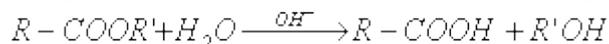
Химические свойства жиров.

1. Реакция гидролиза или омыления.

Как уже было сказано выше, реакция этерификации является обратимой, поэтому в присутствии кислот будет протекать обратная реакция, называемая гидролизом, в результате которой образуются исходные жирные кислоты и спирт:



Реакция гидролиза катализируется и щелочами; в этом случае гидролиз необратим:



так как получающаяся карбоновая кислота со щелочью образует соль:

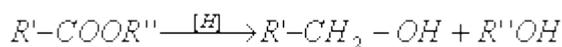


2. Реакция присоединения.

Сложные эфиры, имеющие в своем составе непредельную кислоту или спирт, способны к реакциям присоединения. Например, при каталитическом гидрировании они присоединяют водород.

3. Реакция восстановления.

Восстановление сложных эфиров водородом приводит к образованию двух спиртов:



4. Реакция образования амидов.

Под действием аммиака сложные эфиры превращаются в амиды кислот и спирты:



Применение. Реакция гидрирования лежит в основе получения маргарина.

В середине 60-х годов XIX века во Франции был объявлен конкурс на создание заменителя сливочного масла. Премия и патент были вручены химику Мерс – Мурье. В 1870 г. он построил первый маргариновый завод. Первый маргарин был получен из говяжьего жира. После разработки промышленного способа гидрирования непредельных соединений (1912 г. П. Сабатье) маргарин стали получать из растительных масел.

Применение жиров.

Жиры используют в пищу. Некоторые масла используют для изготовления косметических средств (кремов, масок, мазей).

Ряд жиров имеют лекарственное значение: касторовое, облепиховое масло, рыбий жир, гусиный жир.

Жиры сельдевых рыб, тюлений жир используют для подкормки сельскохозяйственных животных.

Высыхающие растительные масла используют для производства олиф.

Сырьем для производства маргарина являются многие растительные масла и китовый жир.

Животные жиры идут на производство мыла, стеариновых свечей.

Жиры используют для получения глицерина, смазочных материалов.

Порядок выполнения:

Оборудование и реактивы:

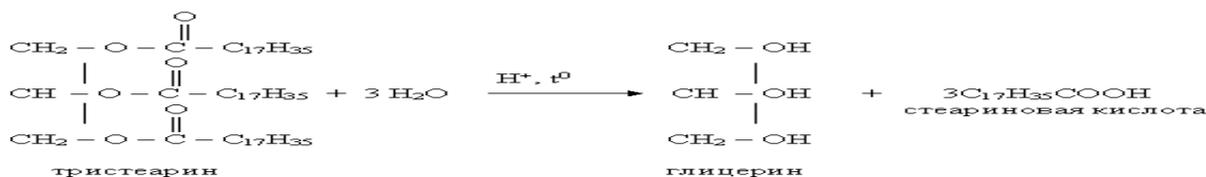
- На столах учащихся: раздаточный материал классификация органических соединений, план урока, тестовые задания.
- Для демонстрации эксперимента: пробирки, растительное масло, вода, ацетон, раствор гидроксида натрия.
- На доске: таблица «Пищеварительная система человека», портреты Шевреля, Берглю.
- На демонстрационном столе учителя: гербарий и изображения масличных растений, животных, из которых получают жир; образцы сливочного, подсолнечного, оливкового масел, маргарин, олифа, глицерин, мыло жидкое и твердое, свеча.

Демонстрация эксперимента: в три пробирки налить по 5 мл воды, ацетона, раствора гидроксида натрия и добавить в них по несколько капель растительного масла. учащиеся наблюдают, что происходит при встряхивании пробирок.

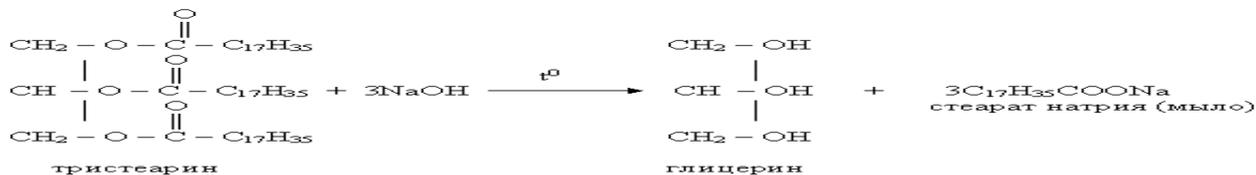
После обсуждения эксперимента учащиеся записывают вывод в тетрадь о физических свойствах жиров: **нерастворимы в воде, легче воды, хорошо растворяются в органических растворителях, эмульгируются щелочами.**

1. Гидролиз

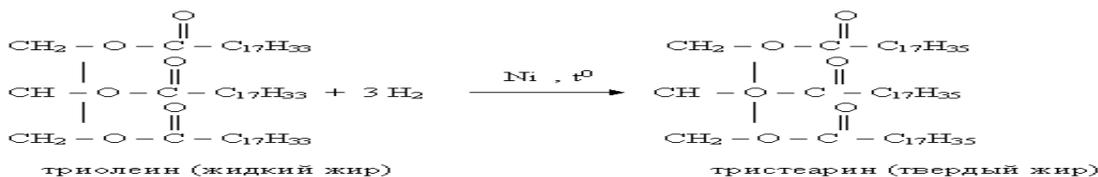
а) в кислой среде



б) в щелочной среде (омыление)



2. Гидрирование.

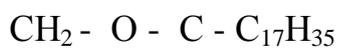
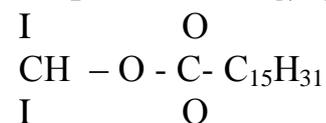
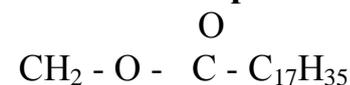


Давайте мы проведем опыт, доказывающий непредельность растительных масел:

ОПЫТ: 3 капли растительного масла + 2 капли Na_2CO_3 + 2 капли раствора KMnO_4 встряхивают.

Малиновая окраска исчезает. Значит произошло обесцвечивание раствора KMnO_4 , что показало и доказало наличие кратных связей в растительных жирах. Но практическое применение в жизни человека имеет реакция гидрирования. Гидрирование проводится в специальных автоклавах. Используется этот процесс для получения маргарина. А впервые маргарин был получен фр. Химиком Мерс-Мурье в 1870

Назовите жир



1,3-стеароил -2- пальмитоилглицерин

ТЕСТ.

1. Жиры – это:

- сложные эфиры глицерина и карбоновых кислот,
- сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот,
- сложные эфиры одноатомных спиртов и высших карбоновых кислот.

2. Растительные и животные жиры отличаются:

- по растворимости в воде,
- составом спирта,
- составом высших карбоновых кислот.

3. Жиры хорошо растворяются:

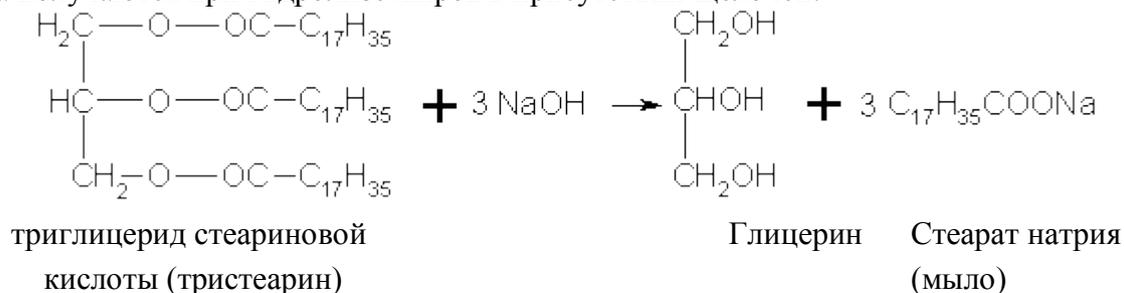
- а) в органических растворителях,
 б) в воде,
 в) в растворе кислот.
4. При гидролизе жиров в кислой среде образуются:
 а) глицерин и соли высших карбоновых кислот,
 б) глицерин и высшие карбоновые кислоты,
 в) маргарин и глицерин.
5. Превращение жидких жиров в твердые происходит в результате реакции:
 а) гидратации,
 б) дегидрирования,
 в) гидрирования.
6. Мыла – это:
 а) натриевые или калиевые соли высших карбоновых кислот,
 б) натриевые или калиевые соли уксусной кислоты,
 в) продукты гидролиза жиров в кислой среде.
7. Укажите состав жидкого мыла:
 а) $(C_{17}H_{35}COO)_2Ca$
 б) $C_{17}H_{35}COOK$
 в) $C_{17}H_{35}COONa$
8. Рыбий жир является источником витамина:
 а) С
 б) В
 в) Д
9. Строительная функция жиров осуществляется:
 а) в образовании воды,
 б) в сохранении тепла,
 в) принимают участие в построении мембран клеток всех органов и тканей.
10. Окончательное расщепление жиров идет:
 а) в тонком кишечнике,
 б) в толстом кишечнике,
 в) в желудке.

После выполнения задания, учащиеся меняются тестами и проверяют друг друга.
 Ответы записаны на доске: 1 – б; 2 – в; 3 – а; 4 – б; 5 – в; 6 – а; 7 – б; 8 – в; 9 – в; 10 – а.

Вопросы для повторения: подготовить сообщения на тему: «Мыла».

Мыла - это соли высших карбоновых кислот. Обычные мыла состоят главным образом из смеси пальмитиновой, стеариновой и олеиновой кислот. Натриевые соли образуют твердые мыла, калиевые соли - жидкие мыла.

Мыла получают при гидролизе жиров в присутствии щелочей:

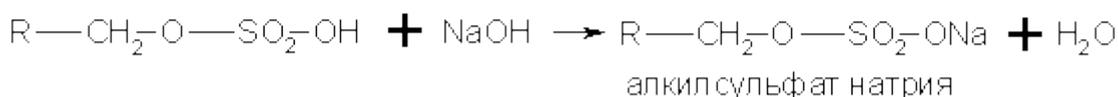
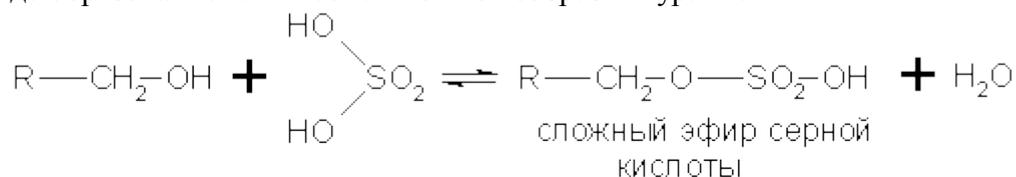


Отсюда реакция, обратная этерификации получила названия реакции омыления, Омыление жиров может протекать и в присутствии серной кислоты (кислотное омыление). При этом получают глицерин и высшие карбоновые кислоты. Последние действием щелочи или соды переводят в мыла.

Исходным сырьем для получения мыла служат растительные масла (подсолнечное, хлопковое и др.), животные жиры, а также гидроксид натрия или кальцинированная сода. Растительные масла предварительно подвергаются гидрогенизации, т. е. их превращают в твердые жиры. Применяются также заменители жиров - синтетические карбоновые жирные кислоты с большой молекулярной массой.

Производство мыла требует больших количеств сырья, поэтому поставлена задача получения мыла из непищевых продуктов. Необходимые для производства мыла карбоновые кислоты получают окислением парафина. Нейтрализацией кислот, содержащих от 10 до 16 углеродных атомов в молекуле, получают туалетное мыло, а из кислот, содержащих от 17 до 21 атома углерода, - хозяйственное мыло и мыло для технических целей. Как синтетическое мыло, так и мыло, получаемое из жиров, плохо моет в жесткой воде. Поэтому наряду с мылом из синтетических кислот производят моющие средства из других видов сырья, например из алкилсульфатов - солей сложных эфиров высших спиртов и серной кислоты.

В общем виде образование таких солей можно изобразить уравнениями



Эти соли содержат в молекуле от 12 до 14 углеродных атомов и обладают очень хорошими моющими свойствами. Кальциевые и магниевые соли растворимы в воде, а потому такие мыла моют и в жесткой воде. Алкилсульфаты содержатся во многих стиральных порошках. Синтетические моющие средства высвобождают сотни тысяч тонн пищевого сырья - растительных масел и жиров.

Практическая работа №34.

Совершенствование знаний о карбоновых кислотах и сложных эфирах.

Цель работы: продолжить знакомство обучающихся с кислородсодержащими соединениями на примере одноосновных предельных карбоновых кислот. Знать классификацию, физические и химические свойства карбоновых кислот, способы получения и области применения муравьиной и уксусной кислот, формирование практических умений, совершенствование знаний полученных при изучении темы «Карбоновые кислоты и сложные эфиры».

Основные понятия:

Карбоновые кислоты - органические соединения, содержащие одну или несколько карбоксильных групп - COOH связанных с углеводородным радикалом.

Карбоксильная группа содержит две функциональные группы – карбонильную >C=O и гидроксильную -OH, непосредственно связанные друг с другом.

Сложные эфиры- это вещества, образующиеся в результате реакции дегидратации карбоновых кислот и спиртов.

Сложными эфирами называются органические вещества, которые имеют общую формулу RCOOR₁.

Сложными эфирами называются органические вещества, которые содержат функциональную группу атомов – COO - , соединённую с двумя углеводородными радикалами.

Порядок выполнения:

Инструктивная карточка.

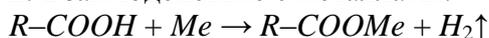
1. Выполните опыты.
2. Во втором столбике напишите наблюдаемые явления.
3. В третьем запишите выводы.

№ опыта	Опыт	Что наблюдалось	Вывод
1	В пробирку с уксусной кислотой опустите лакмусовую бумажку		
2	В пробирку с магнием прилейте уксусную кислоту		
3	Прилейте уксусную кислоту в пробирку с оксидом магния		
4	Прилейте уксусную кислоту в пробирку с гидроксидом меди (II)		
5	Прилейте уксусную кислоту в пробирку с карбонатом кальция		

1. Отщепление протона водорода от кислоты говорит о том, что уксусная кислота в растворах диссоциирует на ионы: $CH_3-COOH \leftrightarrow CH_3-COO^- + H^+$ и образующийся ион водорода придает раствору кислую среду.

Опыт №1: П + 1 мл раствора уксусной кислоты + 1-2 капли раствора метилоранжевого. Что наблюдаете? Уравнение записать в таблицу.

2. Взаимодействие с металлами.



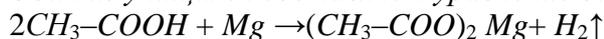
Давайте рассмотрим данное свойство на

Опыте №2.

Пробирка + 1 мл раствора уксусной кислоты + чуть-чуть металлического магния.

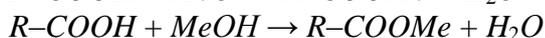
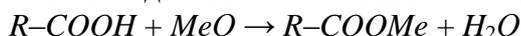
Что вы наблюдаете? Какой газ выделяется? Запишите результаты в таблицу.

Один из учащихся составляет уравнение данной реакции на доске:



Ацетат магния

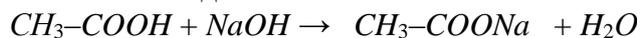
3. Взаимодействие с основными оксидами и основаниями.



Рассмотрим на опыте взаимодействие уксусной кислоты с гидроксидом натрия.

Опыт3. П + 1 мл раствора гидроксида натрия + 1 капля раствора фенолфталеина + 1-2 мл раствора уксусной кислоты.

Что вы наблюдаете?



Ацетат натрия

4. Взаимодействие с солями более слабых кислот.

Опыт4: П + 2 мл раствора уксусной кислоты + 1 мл раствора карбоната натрия.

Что наблюдаете? (Результаты в таблицу)

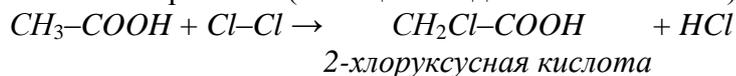


Ацетат натрия

Все данные свойства являются общими химическими свойствами для всех кислот, как органических, так и неорганических. Но карбоновые кислоты, как представители органических соединений, обладают и особыми свойствами, так называемыми – специфическими.

Замещение *H* может протекать не только в функциональной группе, но и в радикале.

5. Галогенирование (замещение идет в α-положении).



6. Замещение группы –ОН.

Реакция этерификации - образование сложных эфиров (при нагревании в присутствии серной кислоты).



Опыт5.: П + 1 мл раствора уксусной кислоты + 1 мл раствора этилового спирта + 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Пробирку закрепить в держателе и осторожно нагревать в течении минуты. Спиртовку затушить колпачком. Осторожно жидкость понюхать.

Что вам напоминает образующийся запах?

Данная реакция нашла очень широкое применение в промышленности. На основе получения сложных эфиров в косметической и парфюмерной промышленности ученые создают разнообразные запахи и ароматы, которые так нас привлекают.

Выводы .

Химические свойства к/кислот разнообразны, они:

- диссоциируют в растворах (электролиты);
- одноосновные карбоновые кислоты способны вступать в реакции замещения как по радикалу, так и по функциональной группе;
- вступают в реакции этерификации, которые имеют широкое значение в промышленности.

Задание: Составьте уравнения химических реакции м/у следующими парами веществ, укажите условия их протекания.

б) Пропановая кислота + оксид магния =

в) Уксусная кислота + этанол =

Сложные эфиры.

Опыт 1. Физические свойства сложных эфиров. Установите опытным путем агрегатные состояния различных эфиров, познакомьтесь с их запахом и определите растворимость в воде и органических растворителях.

Опыт2. «Получение этилового эфира уксусной кислоты»

Для проведения реакции необходимо взять растворы уксусной кислоты и этилового спирта в отношении 1 : 1, к смеси добавить концентрированную серную кислоту, пробирку со смесью закрепляют в лапке штатива под углом 45°. Перед пробкой аккуратно на ватном тампоне закладывают обезвоженный сульфат меди(II). Закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой, которую опускают в пробирку-приёмник. Пробирку закрывают ватным тампоном и помещают в стакан с водой.

По окончании опыта пробирку с полученным эфиром вынимают и проводят дегазацию запаха.

?Обратите внимание на сульфат меди (II). Что с ним произошло?

Объясните причину изменения окраски. (В результате присоединения воды безводный сульфат меди(II) превращается в кристаллогидрат — вещество голубого цвета.)

Задание2.

Записать в таблице названия эфиров по международной номенклатуре по предложенным формулам (распечатаны в файлах).

№	Формула эфира	Запах	Название эфира
1	$C_4H_9-COO-C_5H_{11}$	Апельсиновый	
2	$C_3H_7-COO-C_2H_5$	Абрикосовый	
3	$CH_3-CH(CH_3)-CH_2COO-C_2H_5$	Яблочный	
4		Грушевый	
5	$CH_3-COO-C_2H_5$	Вишнёвый	
	$H-COO-C_2H_5$		

Группа 3: По названиям составить формулы сложных эфиров

№	Формула эфира	Запах	Название эфира
1		Грушевый	Этилэтанат
2		Вишнёвый	Этилметанат
3		Абрикосовый	Этилбутанат
4		Апельсиновый	Пентилтентанат
5		Яблочный	Этил,3-метилбутанат

Учащиеся сверяют данные таблицы на слайде с записями в тетради, исправляют ошибки.

Вопросы для повторения:

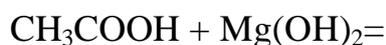
Письменно в тетради:

1. Какой объем газа (при н.у) выделится при взаимодействии раствора уксусной кислоты массой 100г (массовая доля вещества 55%) с металлическим натрием, массой 10г.

2. Составьте уравнения химических реакции:

углерод → этан → этилен → этанол → этановая кислота →
ацетат цинка

3. Закончите уравнения химических реакции:



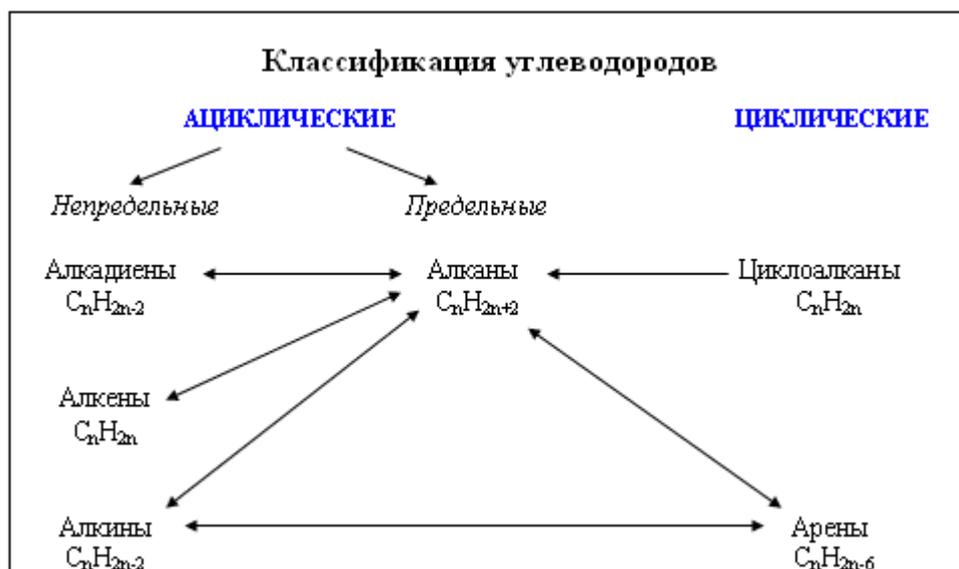
Практическая работа №35

Систематизация знаний об углеводородах и их производных на основе сравнительной характеристики их свойств.

Цель работы: рассмотреть генетическую связь между типами углеводородов и классами органических соединений; обобщить и систематизировать знания учащихся об углеводородах и их производных на основе сравнительной характеристики их свойств; развивать логическое мышление, опираясь на химию углеводородов и их производных; формировать навык самообразования учащихся.

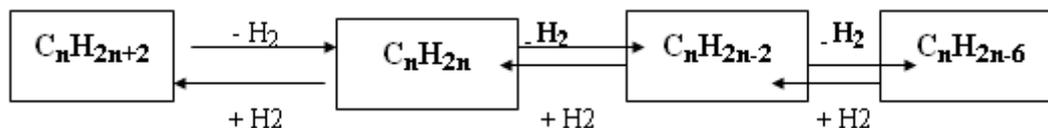
Основные понятия:

Таблица «Классификация веществ»



Реакции гидрирования или дегидрирования. Так можно осуществить большинство переходов, однако, этот способ получения углеводородов не является универсальным. Стрелками в схеме указаны углеводороды, которые непосредственно можно превратить друг в друга одной реакцией.

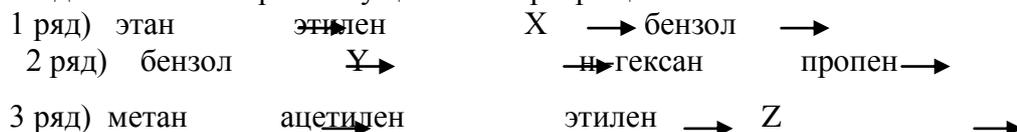
Схематически это выглядит так:



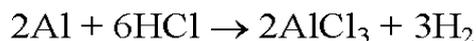
Порядок выполнения:

Задание 1.

Раздаточный материал осуществить превращения:



Гранулы алюминия опустили в пробирку с раствором соляной кислоты.



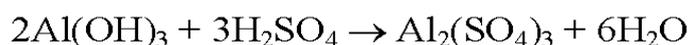
К полученному раствору по каплям добавили раствор NaOH.



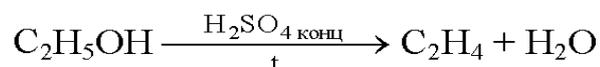
Полученный осадок разделили на 2 части, к одной добавили еще NaOH.



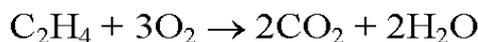
К другой части прилили раствор H_2SO_4 .



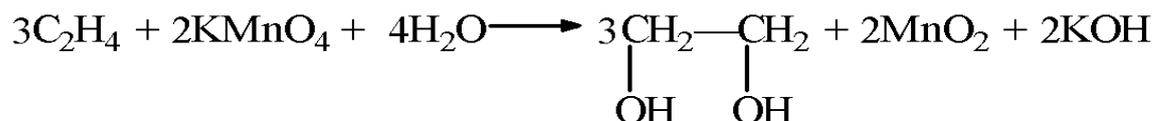
б) В пробирку со спиртом добавили несколько капель концентрированной H_2SO_4 . Пробирку закрыли пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустили в другую пробирку. Смесь нагрели.



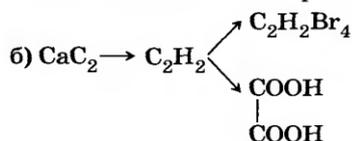
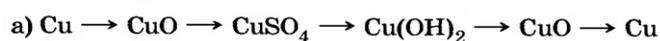
Собранный в пробирке газ подожгли.



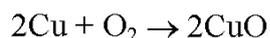
Вновь собрали прибор для получения C_2H_4 , но конец газоотводной трубки опустили в пробирку с KMnO_4 .



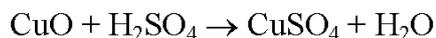
Вариант №3.



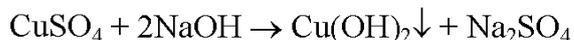
а) Медную проволоку прокалили в огне горелки.



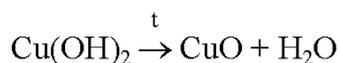
Образовавшийся черный налет соскребли и добавили в пробирку с серной кислотой.



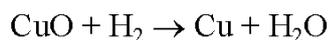
К полученному раствору добавили раствор NaOH.



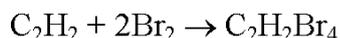
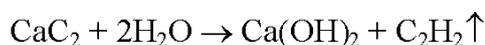
Осадок профильтровали и прокалили.



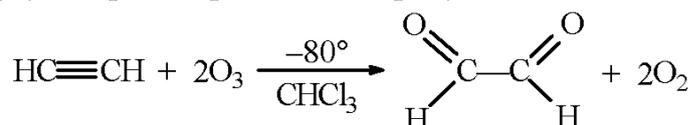
Через образовавшийся черный порошок пропустили водород.



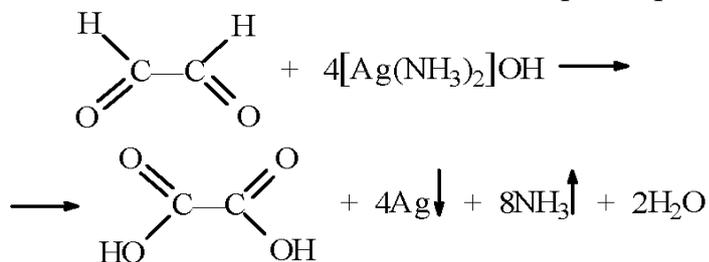
б) В пробирку с карбидом кальция добавили воду и закрыли пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустили в пробирку с бромной водой.



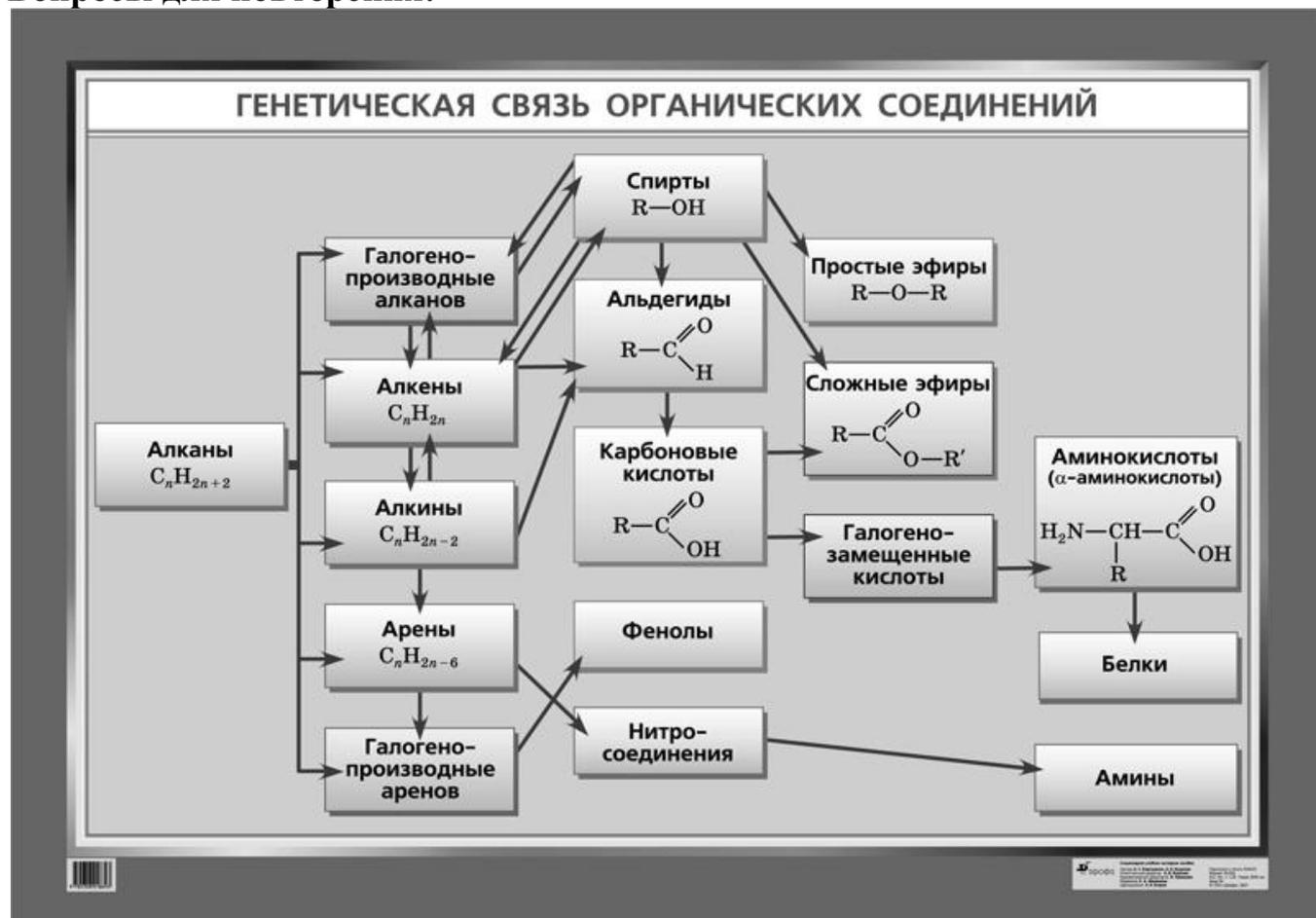
Вновь собрали прибор для получения C_2H_2 , газоотводную трубку опустили в пробирку и через собранный газ пропустили озон.



В полученный глиоксаль добавляем аммиачный раствор оксида серебра.



Вопросы для повторения:



Практическая работа №36

Изучение химических свойств углеводов, проведение качественных реакций.

Цель работы: познакомить учащихся с классификацией углеводов, с особенностями их строения, со свойствами углеводов, с биологической ролью и применением углеводов.

Основные понятия:

Углеводы – органические вещества, молекулы которых состоят из атомов углерода, водорода и кислорода, причём водород и кислород находятся в них, как правило, в таком же соотношении, как и в молекуле воды (2:1).

Общая формула углеводов – $C_n(H_2O)_m$.



Главными источниками углеводов из пищи являются: хлеб, картофель, макароны, крупы, сладости. Чистым углеводом является сахар. Мёд, в зависимости от своего происхождения, содержит 70—80 % сахара. К углеводной группе, кроме того, примыкают и плохо перевариваемые человеческим организмом клетчатка и пектины.

Из всех потребляемых человеком пищевых веществ углеводы, несомненно, являются главным источником энергии. В среднем на их долю приходится от 50 до 70% калорийности дневных рационов. Несмотря на то, что человек потребляет значительно

больше углеводов, чем жиров и белков, их резервы в организме невелики. Это означает, что снабжение ими организма должно быть регулярным.

Потребности в углеводах в очень большой степени зависят от энергетических трат организма. В среднем у взрослого мужчины, занятого преимущественно умственным или легким физическим трудом, суточная потребность в углеводах колеблется от 300 до 500 г. У работников физического труда и спортсменов она значительно выше. В отличие от белков и в известной степени жиров, количество углеводов в рационах питания без вреда для здоровья может быть существенно снижено. Тем, кто хочет похудеть, стоит обратить на это внимание: углеводы имеют главным образом энергетическую ценность. При окислении 1 г углеводов в организме освобождается 4,0 – 4,2 ккал. Поэтому за их счет легче всего регулировать калорийность питания.

Обмен углеводов в организме человека и животных

Ротовая полость (растворение под действием ферментов слюны амилаза)- 12-перстная кишка)ферменты поджелудочной железы)- всасывание в тонком кишечнике глюкозы в кровь.

Углеводы (сахариды) — общее название обширного класса природных органических соединений. Название происходит от слов «уголь» и «вода». Причиной этого является то, что первые из известных науке углеводов описывались брутто-формулой $C_x(H_2O)_y$, формально являясь соединениями углерода и воды. Общую формулу моносахаридов можно написать как $C_n(H_2O)_n$. По своей химической природе они представляют собой альдегидспирты или кетоспирты. В живых организмах наиболее распространены сахара с 5-ю (пентозы) и с 6-ю (гексозы) атомами углерода.

По способности к гидролизу на мономеры углеводы делятся на группы:

1. простые (моносахариды)

2. олигосахариды

3. сложные (полисахариды).

Сложные углеводы, в отличие от простых, способны гидролизироваться с образованием простых углеводов, мономеров. Простые углеводы легко растворяются в воде и синтезируются в зелёных растениях. Кроме небольших молекул, в клетке встречаются и крупные, они являются полимерами. Полимеры – это сложные молекулы, состоящие из отдельных «звеньев», соединенных друг с другом. Такие «звенья» называются мономерами. Такие вещества, как крахмал, целлюлоза и хитин, являются полисахаридами – биологическими полимерами, состоящими из ковалентно соединенных звеньев – моносахаридов.

К моносахаридам относятся глюкоза и фруктоза, придающие сладость фруктам и ягодам. Пищевой сахар сахароза состоит из ковалентно присоединенных друг к другу глюкозы и фруктозы. Подобные сахарозе соединения называются дисахаридами. Поли-, ди- и моносахариды называют общим термином – углеводы. К углеводам относятся соединения, обладающие разнообразными и часто совершенно различными свойствами.

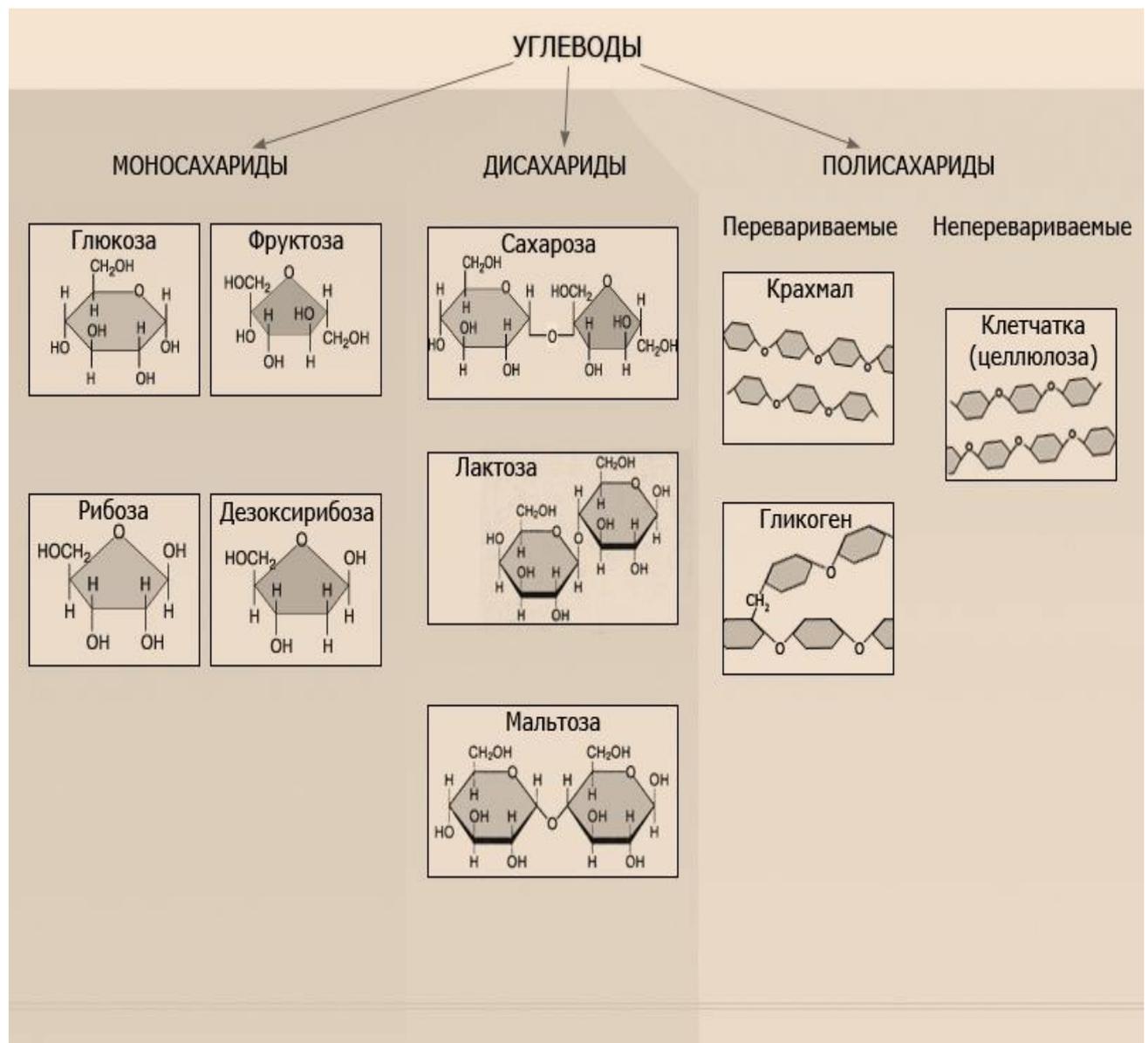


Таблица: **Многообразие углеводов и их свойства.**

Группа углеводов	Примеры углеводов	Где встречаются	свойства
моносахара	рибоза	РНК	Сладкие на вкус, растворимые в воде, кристаллические,
	дезоксирибоза	ДНК	
	глюкоза	Свекловичный сахар	
	фруктоза	Фрукты, мед	
	галактоза	В состав лактозы молока	
олигосахариды	мальтоза	Солодовый сахар	Сладкие на вкус, растворимые в воде, кристаллические,
	сахароза	Тростниковый сахар	
	Лактоза	Молочный сахар в молоке	
Полисахариды (построены из линейных или	крахмал	Растительный запасной углевод	Не сладкие, белого цвета, не растворяются в воде.

разветвленных моносахаров)	гликоген	Запасной животный крахмал в печени и мышцах
	Клетчатка (целлюлоза)	Это строительный растительный углевод. Древесина растений
	хитин	Это строительный животный углевод. Панцирь и наружный скелет членистоногих, грибы
	муреин	Строительный углевод в стенках бактерий

В организме углеводы выполняют ряд важных функций.

1. Энергетическая функция

При распаде и окислении углеводов выделяется энергия, которую организм использует для своих нужд. В среднем при окислении 1 г углеводов выделяется 4,1 килокалории (17,6 кДж) и 0,4 г воды. Для многих клеток человека (например, клеток мозга и мышц) глюкоза, приносимая кровью, служит главным источником энергии. Крахмал и очень похожее на него вещество животных клеток – гликоген – являются полимерами глюкозы, они служат для запасаания ее внутри клетки

2. Структурная функция. то есть участвуют в построении разных клеточных структур.

Полисахарид целлюлоза образует клеточные стенки растительных клеток, отличающиеся твердостью и жесткостью, она – один из главных компонентов древесины. Другими компонентами являются гемицеллюлоза, также принадлежащая к полисахаридам, и лигнин (он имеет не углеводную природу). Хитин тоже выполняет структурные функции. Хитин выполняет опорную и защитную функции. Клеточные стенки большинства бактерий состоят из пептидогликана муреина – в состав этого соединения входят остатки как моносахаридов, так и аминокислот.

Углеводы выполняют защитную роль у растений (клеточные стенки, состоящие из клеточных стенок мертвых клеток защитные образования — шипы, колючки и др.).

Углеводы выполняют пластическую функцию — хранятся в виде запаса питательных веществ, а также входят в состав сложных молекул (например, пентозы (рибоза и дезоксирибоза) участвуют в построении АТФ, ДНК и РНК.

Общая формула глюкозы – $C_6H_{12}O_6$, это альдегидоспирт. Глюкоза содержится во многих фруктах, соках растений и цветочном нектаре, а также в крови человека и животных.

Содержание глюкозы в крови поддерживается на определенном уровне (0,65–1,1 г на л).

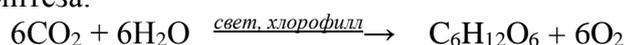
Если искусственно снизить его, то клетки мозга начинают испытывать острое голодание, которое может закончиться обмороком, комой и даже смертельным исходом. Длительное повышение содержания глюкозы в крови тоже отнюдь не полезно: при этом развивается заболевание сахарный диабет.

Млекопитающие, и человек в том числе, могут синтезировать глюкозу из некоторых аминокислот и продуктов расщепления самой глюкозы – например, молочной кислоты.

Они не умеют получать глюкозу из жирных кислот, в отличие от растений и микробов.

УГЛЕВОДЫ

Углеводы входят в состав клеток и тканей всех растительных и животных организмов и по массе составляют основную часть органического вещества на Земле. На долю углеводов приходится около 80% сухого вещества растений и около 20% животных. Растения синтезируют углеводы из неорганических соединений - углекислого газа и воды (CO_2 и H_2O) в процессе фотосинтеза:



Углеводы имеют общую формулу $C_n(H_2O)_m$, откуда и возникло название этих природных соединений. Углеводы делятся на: моносахариды (важнейшие представители – глюкоза и фруктоза); дисахариды (сахароза); полисахариды (важнейшие представители – крахмал и целлюлоза).

Пищевые продукты, насыщенные углеводами

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ – наиболее важный из всех моносахаридов, так как она является структурной единицей большинства пищевых ди- и полисахаридов. В процессе обмена веществ они расщепляются на отдельные молекулы моносахаридов, которые в ходе многостадийных химических реакций превращаются в другие вещества и в конечном итоге окисляются до углекислого газа и воды – используются как «топливо» для клеток. Глюкоза – необходимый компонент обмена углеводов. При снижении ее уровня в крови или высокой концентрации и невозможности использования, как это происходит при диабете, наступает сонливость, может наступить потеря сознания (гипогликемическая кома). Она содержится в плодах и ягодах и необходима для снабжения энергией и образования в печени гликогена (запасной углевод человека и животных).

Особенно её много в виноградном соке, поэтому глюкозу иногда называют виноградным сахаром. Мёд в основном состоит из смеси глюкозы с фруктозой.

Глюкоза является ценным питательным продуктом. В организме она подвергается сложным биохимическим превращениям, в результате которых образуется диоксид углерода и вода, при этом выделяется энергия согласно итоговому уравнению:



Так как глюкоза легко усваивается организмом, её используют в медицине в качестве укрепляющего лечебного средства при явлениях сердечной слабости, шоке, она входит в состав кровозаменяющих и противошоковых жидкостей. Широко применяют глюкозу в кондитерском деле (изготовление мармелада, карамели, пряников и т. д.), в текстильной промышленности в качестве восстановителя, в качестве исходного продукта при производстве аскорбиновой кислоты, для синтеза ряда производных сахаров и т.д. Большое значение имеют процессы брожения глюкозы. Так, например, при квашении капусты, огурцов, молока происходит молочнокислое брожение глюкозы, так же как и при силосовании кормов. Если подвергаемая силосованию масса недостаточно уплотнена, то под влиянием проникшего воздуха происходит маслянокислое брожение и корм становится непригоден к применению. На практике используется также спиртовое брожение глюкозы, например при производстве пива.

Применение глюкозы

Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ является одним из самых распространенных углеводов фруктов, содержится в мёде. В отличие от глюкозы она может без участия инсулина проникать из крови в клетки тканей. По этой причине фруктоза рекомендуется в качестве наиболее безопасного источника углеводов для больных диабетом.

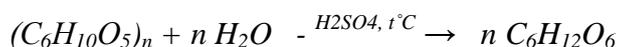
Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$, образован молекулами глюкозы и фруктозы. Содержание сахарозы в сахаре 99,5%. Сахар часто называют «носителем пустых калорий», так как сахар – это чистый углевод и не содержит других питательных веществ, таких, как, например, витамины, минеральные соли. Сахароза содержится в сахарном тростнике и сахарной свекле, а также в сладостях.

Крахмал и целлюлоза

Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ - природный полимер, он накапливается в виде зерен, главным образом в клетках семян, луковиц, клубней, а также в листьях и стеблях. Крахмал - белый порошок, нерастворимый в холодной воде. В горячей воде он набухает и образует клейстер. Крахмал чаще всего получают из картофеля. Для этого картофель измельчают, промывают

водой и перекачивают в большие сосуды, где происходит отстаивание. Полученный крахмал еще раз промывают водой, отстаивают и сушат в струе теплого воздуха.

Крахмал - основная часть важнейших продуктов питания: муки (75 - 80%), картофеля (25%), саго и др. Энергетическая ценность около 16,8 кДж/г. Он является ценным питательным продуктом. Чтобы облегчить его усвоение, содержащие крахмал продукты подвергают действию высокой температуры, то есть картофель варят, хлеб пекут. В этих условиях происходит частичный гидролиз крахмала и образуются декстрины, растворимые в воде. Декстрины в пищеварительном тракте подвергаются дальнейшему гидролизу до глюкозы, которая усваивается организмом. Избыток глюкозы превращается в гликоген (животный крахмал). Состав гликогена такой же, как у крахмала, - $(C_6H_{10}O_5)_n$, но его молекулы более разветвленные. Особенно много гликогена содержится в печени (до 10%). В организме гликоген является резервным веществом, которое превращается в глюкозу по мере ее расходования в клетках. В промышленности крахмал путем гидролиза превращают в патоку и глюкозу. Для этого его нагревают с разбавленной серной кислотой, избыток которой затем нейтрализуют мелом.



Образовавшийся осадок сульфата кальция отфильтровывают, раствор упаривают и выделяют глюкозу. Если гидролиз крахмала не доводить до конца, то образуется смесь декстринов с глюкозой - патока, которую применяют в кондитерской промышленности. Получаемые с помощью крахмала декстрины используются в качестве клея, для загустения красок при нанесении рисунков на ткань. Крахмал применяют для крахмаливания белья. Под горячим утюгом происходит частичный гидролиз крахмала и превращение его в декстрины. Последние образуют на ткани плотную пленку, которая придает блеск ткани и предохраняет ее от загрязнения. Крахмал и его производные применяются при производстве бумаги, текстильных изделий, в литейном и других производствах, в фармацевтической промышленности.

Изучение физических свойств крахмала

Обнаружение крахмала

Целлюлоза или клетчатка $(C_6H_{10}O_5)_n$, один из самых распространённых природных полимеров; главная составная часть клеточных стенок растений, обуславливающая механическую прочность и эластичность растительных тканей. Так, содержание целлюлозы в волосках семян хлопчатника 97—98%, в стеблях лубяных растений (лён, рами, джут) 75—90%, в древесине 40—50%, камыше, злаках, подсолнечнике 30—40%. Обнаружена в организме некоторых низших беспозвоночных.

Целлюлоза используется человеком с очень древних времен. Сначала применяли древесину как горючий и строительный материал; затем хлопковые, льняные и другие волокна стали использовать как текстильное сырье. Первые промышленные способы химической переработки древесины возникли в связи с развитием бумажной промышленности.

Бумага – это тонкий слой волокон клетчатки, спрессованных и проклеенных для создания механической прочности, гладкой поверхности, для предотвращения растекания чернил. Первоначально для изготовления бумаги употребляли растительное сырье, из которого чисто механически можно было получить необходимые волокна, стебли риса (так называемая рисовая бумага), хлопка, использовали также изношенные ткани. Однако по мере развития книгопечатания перечисленных источников сырья стало не хватать для удовлетворения растущей потребности бумаги. Особенно много бумаги расходуется для печатания газет, причем вопрос о качестве (белизне, прочности, долговечности) для газетной бумаги значения не имеет. Зная, что древесина примерно на 50% состоит из клетчатки, к бумажной массе стали добавлять размолотую древесину. Такая бумага непрочна и быстро желтеет (особенно на свету). Для улучшения качества древесных добавок к бумажной массе были предложены

различные способы химической обработки древесины, позволяющие получить из нее более или менее чистую целлюлозу, освобожденную от сопутствующих веществ – лигнина, смол и других. Для выделения целлюлозы было предложено несколько способов, из которых мы рассмотрим сульфитный. По сульфитному способу измельченную древесину ”варят“ под давлением с гидросульфитом кальция. При этом сопутствующие вещества растворяются, и освобожденную от примесей целлюлозу отделяют фильтрованием. Отходы содержат способные к брожению моносахариды, их используют как сырье для получения этилового спирта (так называемый гидролизный спирт). Целлюлоза используется для получения вискозного, ацетатного, медно-аммиачного волокон.

Порядок выполнения:

1. Заполнить таблицу.

Углевод	Определение, формула	Физические свойства	Химические свойства	Биологическая роль	Применение углеводов
глюкоза					
фруктоза					
рибоза					
сахароза					
лактоза					
целлюлоза					
крахмал					

2. Установите соответствие между названием вещества и его физическими свойствами:

Название вещества	Физические свойства
1) глюкоза	А) Белый твердый порошок, плотностью 1,525г/см ³ , с температурой плавления 222,8° С. Растворимость в воде 21,6 г/100 мл.
2) фруктоза	Б) Белый, без запаха, кристаллический порошок со сладким вкусом. Плотность 1,587г/см ³ . Температура плавления 186°С. Растворимость в воде 2000г/л (25°С). При температуре 190-2000 превращается в бурую массу - карамель.
4) сахароза	В) Белый порошок, нерастворимый в холодной воде. В горячей воде он набухает и образует клейстер.
5) лактоза	Г) Волокнистое вещество, нерастворимое ни в воде, ни в обычных органических растворителях. Растворителем его является реактив Швейцера, с которым это вещество одновременно и взаимодействует.
6) целлюлоза	Д) Белое кристаллическое вещество со сладким вкусом, хорошо растворимое в воде. Растворимо в органических растворителях, аммиачном растворе гидроксида меди, в концентрированном растворе хлорида цинка и концентрированном растворе серной кислоты.
7) крахмал	Е) Белые кристаллы, очень сладкие на вкус, которые в два раза слаще сахарозы и в три раза слаще глюкозы. Характеризуется сравнительно

невысокой стойкостью, в результате чего начинает частично изменяться уже при продолжительном кипячении.

3. Установите соответствие между названием вещества и его содержанием в природе:

Название вещества	Содержится в природе в виде:
1) глюкоза	А) Этот углевод не встречается в природе в свободном виде, но является важной составной частью олиго- и полисахаридов, содержащихся, например, в древесине. Является углеводной основой РНК и ДНК. Является неотъемлемой частью рибофлавина (витамина В2) и нуклеотидов.
2) фруктоза	Б) Входит в состав сока сахарной свеклы (16-20%) и сахарного тростника (14-26%). В небольших количествах содержится в плодах и листьях зелёных растений.
3) рибоза	В) Этот углевод называют молочным сахаром. Она содержится в молоке млекопитающих и человека. Может «брожить» и изменять тип своего брожения до спиртового.
4) сахароза	Г) В природе данный углевод образуется в процессе фотосинтеза. Содержится во всех органах зелёных растений. Особенно высоко его содержание в виноградном соке, поэтому его называют виноградным сахаром. Содержится в мёде. В организме человека содержится в мышцах, в крови (0.1 - 0.12 %) и служит основным источником энергии для клеток и тканей организма. Повышение концентрации этого углевода в крови приводит к усилению выработки гормона поджелудочной железы — инсулина.
5) лактоза	Д) Содержится в зернах пшеницы, риса, ячменя, овса, а так же в картофеле, кукурузе, фасоли. Является основным компонентом муки.
6) целлюлоза	Е) В природе в свободном виде содержится во многих спелых фруктах, ягодах и мёде. В связанном виде содержится в дисахариде – сахарозе. В связанном виде входит в состав инсулина. Это природный сахар. Обладает крахмалоподобными свойствами и содержится в клубнях георгина, цикория, а так же в некоторых водорослях. Она имеет приятный вкус и в качестве заменителя сахара снижает калорийность пищи. Метаболизм этого углевода происходит в печени, где он превращается в жирные кислоты.
7) крахмал	Ж) Является основным структурным компонентом клеточной стенки растений. Является самым распространенным органическим соединением на Земле. Составляет около 33% от массы всех произведённых растениями органических веществ. Содержание этого углевода в хлопчатнике составляет 90%, а в древесине 40-50%. Является главной составной частью оболочек растительных клеток, образуется в растениях в результате фотосинтеза.

4. Установите соответствие между названием вещества и его применением:

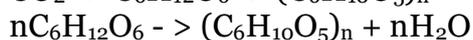
Название вещества	Применение
1) глюкоза	А) Этот углевод основной компонент бумаги, картона, а также текстиля и волокон. Большое значение имеют продукты этерификации этого углевода, из которых получают ацетатный шёлк, негорючую плёнку и органическое

	стекло. Это сырьё для получения бездымного пороха. Этот углевод используется для изготовления водорастворимых клеев, в том числе обойных. Используется в лаборатории для тонкослойной хроматографии и для создания фильтрующего слоя из инертного материала и даже в качестве неактивных наполнителей в таблетках и в качестве загустителей и стабилизаторов в обработанных пищевых продуктах.
2) фруктоза	Б) Это натуральный углевод, обладающий многими важными физиологическими функциями и влияющий на метаболизм и синтез волокон. Однако, в научной литературе пока не существует практического руководства по применению этой добавки - то есть, того, как его использовать, в каких количествах, в какое время и каких результатов следует ожидать.
3) рибоза	В) Основное использование этого углевода в качестве подсластителя в пище.
4) сахароза	Г) Этот углевод используют в качестве стабилизатора ароматов и в фармацевтической промышленности, а так же как пищевую добавку во время диеты. Широко применяется в качестве фермента в производстве пекарских дрожжей и в пивоварении.
5) лактоза	Д) Этот углевод является ценным питательным продуктом. Применяется для крахмаливания белья, так как образует при нагревании уютном плотную плёнку, которая придаёт блеск ткани и предохраняет её от загрязнения.
6) целлюлоза	Е) Применяется в технике обработки поверхностей металлов. Фосфаты этого углевода занимают видное место в биохимии. Некоторые азотные соединения имеют интересные свойства, как душистые вещества. Применяется вместо обычного сахара в производстве мороженого, сладких сырков, кондитерских изделий, безалкогольных напитков и др.
7) крахмал	Ж) Является ценным питательным продуктом. В организме она подвергается сложным биохимическим превращениям, в результате которых образуется диоксид углерода и вода, при этом выделяется энергия. Используется в медицине в качестве укрепляющего лечебного средства. Служит эффективным средством поддержания питания послеоперационных, ослабленных и других тяжелобольных. Так же используется при явлениях сердечной слабости, шоке, она входит в состав кровозаменяющих и противошоковых жидкостей, используется при интоксикации, так как она является универсальным антитоксическим средством. Широко применяется в кондитерском деле, в текстильной промышленности в качестве восстановителя и т.д. Большое значение имеют процессы брожения этого углевода при квашении капусты, огурцов, молока, при силосовании кормов, используется также спиртовое брожение.

Вопросы для повторения:

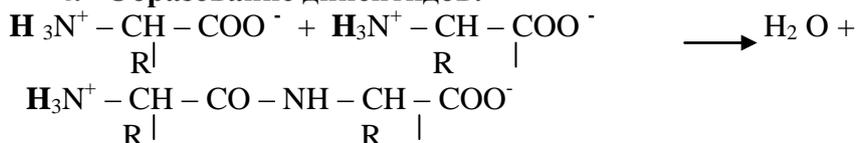
№1.

Крахмал образуется в процессе фотосинтеза, причём сначала образуется глюкоза, а из неё крахмал:

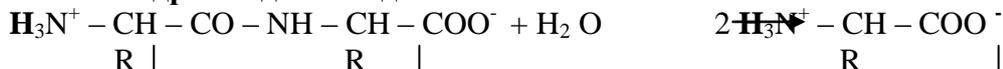


Метилловый эфир α – аминокислоты

4. Образование дипептидов:



5. Гидролиз дипептидов:



6. Получение аминокислот из галогенопроизводных карбоновых кислот (упрощенно):



Физиологическая роль и применение в медицине некоторых аминокислот.

Глицин (аминоуксусная кислота) $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ – незаменимая аминокислота, является одним из центральных нейромедиаторов; оказывает седативное действие. Улучшает метаболические процессы в тканях мозга.

Применяется как средство, ослабляющее влечение к алкоголю, уменьшающее депрессивные нарушения, повышенную раздражительность, нормализующее сон.

Цистеин (2 – амино – 3 – меркаптопропановая кислота)

$\text{HS} - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$ – заменимая аминокислота, может синтезироваться в организме с использованием метионина. При нарушении превращения метионина в цистеин недостаток этой кислоты приводит к нарушению обменных процессов в организме.

Глутаминовая кислота (2 – аминоклутаровая кислота)

$\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$ – заменимая аминокислота. Содержится в белках серого и белого вещества мозга. Играет важную роль в жизнедеятельности организма: участвует в белковом и углеводном обмене, стимулирует окислительные процессы, способствует обезвреживанию и выведению из организма аммиака, повышает устойчивость организма к гипоксии, способствует синтезу АТФ, переносу ионов калия, играет важную роль в деятельности скелетной мускулатуры, стимулирует передачу возбуждения в синапсах ЦНС. В медицинской практике находит применение главным образом при лечении заболеваний ЦНС: эпилепсии, психозов, реактивных состояний (депрессии).

Аминокапроновая кислота (ϵ – аминокапроновая кислота)

$\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$ – оказывает специфическое кровоостанавливающее действие при кровотечениях, связанных с повышением фибринолиза.

Метионин (α – амино – γ – S – метилмасляная, или 2 – амино – 4 – S – метилбутановая кислота) $\text{H}_3\text{C} - \text{S} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$ – незаменимая аминокислота, необходимая для поддержания роста и азотистого равновесия организма. Особая роль метионина в обмене веществ связано с тем, что эта аминокислота содержит подвижную метильную группу – CH_3 , которая может передаваться на другие соединения (процесс переметилирования). Способностью метионина к переметилированию обусловлен его липотропный эффект (удаления из печени избытка жира). Липотропным свойством обладает также белок казеин и творог, содержащие значительное количество метионина. Метионин участвует в синтезе адреналина, креатина и других биологически важных соединений; активизирует действие гормонов, витаминов (B_{12} , аскорбиновой и фолиевой кислот), ферментов. Путем метилирования и транссульфирования метионин обезвреживает токсичные продукты.

Метионин применяют для лечения и предупреждения заболеваний и токсических поражений печени (цирроз, отравления CHCl_3 , C_6H_6), при хроническом алкоголизме, сахарном диабете, атеросклерозе и др.

γ – Аминомасляная кислота (ГАМК, аминалон)

$\text{H}_2\text{C}(\text{NH}_2) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ содержится в ЦНС и принимает участие в нейромедиаторных и метаболических процессах в мозге. Применяется как лекарственное средство при сосудистых заболеваниях головного мозга (атеросклерозах, гипертонии, нарушениях мозгового кровообращения). ГАМК является основным медиатором, участвующим в процессах центрального торможения. Под ее влиянием активируются энергетические процессы мозга, повышается дыхательная активность тканей. Улучшается утилизация мозгом глюкозы, улучшается кровоснабжение.

БЕЛКИ,

Многие органические соединения, входящие в состав клетки, характеризуются большими размерами молекул. Как называются такие молекулы? (макромолекулы) Они состоят обычно из повторяющихся сходных по строению низкомолекулярных соединений, связанных между собой ковалентными связями. Их строение можно сравнить с бусинками на нити. Как называются эти составные элементы? (мономеры). Они образуют полимеры. Большинство полимеров построено из одинаковых мономеров. Такие мономеры называются регулярными. Например, если А – мономер, то $-\text{A}-\text{A}-\text{A}-\dots-\text{A}-$ полимер. Полимеры, в которых мономеры различны по строению, называются нерегулярными. Например, $-\text{A}-\text{B}-\text{P}-\text{П}-\text{A}-\dots-\text{Г}-\text{Р}-\text{П}-\text{A}-$. Состав определяет их свойства. Как Вы думаете, к каким полимерам относятся белки?

Белки – нерегулярные полимеры, мономерами которых являются аминокислоты.

Белки – это сложные высокомолекулярные природные соединения, построенные из α -аминокислот. В состав белков входит 20 различных аминокислот, отсюда следует огромное многообразие белков при различных комбинациях аминокислот. Как из 33 букв алфавита мы можем составить бесконечное число слов, так из 20 аминокислот – бесконечное множество белков. В организме человека насчитывается до 100 000 белков. Белки подразделяют на **протеины** (простые белки) и **протеиды** (сложные белки). Число аминокислотных остатков, входящих в молекулы, различно: инсулин – 51, миоглобин – 140. Отсюда M_r белка от 10 000 до нескольких миллионов.

3. Историческая справка. Первая гипотеза о строении молекулы белка была предложена в 70-х годах XIX в. Это была уреидная теория строения белка. В 1903 г. немецкий ученый Э.Г.Фишер предложил пептидную теорию, которая стала ключом к тайне строения белка. Фишер предположил, что белки представляют собой полимеры из остатков аминокислот, соединенных пептидной связью $\text{NH}-\text{CO}$. Идея о том, что белки – это полимерные образования, высказывалась еще в 1888 г. русским ученым А.Я.Данилевским. Эта теория получила подтверждение в последующих работах. Согласно полипептидной теории белки имеют определенную структуру.

В клетке находятся свободные аминокислоты, составляющие аминокислотный фонд, за счет которого происходит синтез новых белков. Этот фонд пополняется аминокислотами, постоянно поступающими в клетку вследствие расщепления белков пищи пищеварительными ферментами или собственных запасных белков. Природных аминокислот – 150, в белки входят – 20. 8 из них – незаменимые, т.е. они не способны синтезироваться в организме человека, но поступают в него с растительной пищей. Какие же это аминокислоты?

Это валин, лейцин, изолейцин, треонин, метионин, лизин, фенилаланин, триптофан, иногда в их число включают гистидин и аргинин. (Демонстрация таблицы учебника).

4. Функции белка.

Белки:

- защищают организм от микробов и вирусов, участвуя в выработке антител;
- регулируют энергобаланс, особенно при больших нагрузках или при дефиците в пище жиров и углеводов.
- обеспечивают рост, размножение и полноценное развитие организма, особенно нервной системы, регулируя раздражимость и реакции на внешние раздражители;
- входят в состав гормонов, мышц и других тканей;

- в связи с витаминами и микроэлементами являются биологическими катализаторами — ферментами;
- формируют способность высшей формы движения материи — мышление;

5. Структура белка.

Первичная структура белка – последовательность чередования аминокислотных остатков (все связи ковалентные, прочные) (демонстрация эластичного шнура).

Вторичная структура – форма полипептидной цепи в пространстве. Белковая цепь закручена в спираль (за счет множества водородных связей) После растяжения шнура он вернулся в исходное состояние. Перед нами новая структура в виде спирали. Обратите внимание, на каком расстоянии находятся витки спирали? (На одинаковом).

Какие силы удерживают молекулу в таком состоянии? Представьте, что наш макет перенесен на таблицу, причем здесь подробно показано химическое строение белковой молекулы. Посмотрите, на разных витках спирали оказались рядом NH и CO. Между ними образовались водородные связи. Они слабые, но их много, за счет этого обеспечивается стабильность вторичной структуры.

Вторичная структура – спираль с одинаковым расстоянием между витками.

Третичная структура – реальная трехмерная конфигурация, которую принимает в пространстве закрученная спираль (за счет гидрофобных связей), у некоторых белков – S–S-связи (бисульфидные связи).

Третичная структура – клубок из полипептидной спирали. (Демонстрация клубка из эластичного шнура).

Представить конфигурацию легко, труднее понять, какие силы ее поддерживают. (Водородные связи, дисульфидные мостики –S-S-, сложноэфирная связь между радикалами. Полярные группы COOH и OH взаимодействуют с водой, а неполярные радикалы отталкивают ее, они направлены внутрь глобул. Радикалы взаимодействуют между собой благодаря силам Ван-дер-Ваальса.)

Четвертичная структура – соединенные друг с другом макромолекулы белков образуют комплекс. Четвертичная структура – структура из нескольких полипептидных цепей. Демонстрация 2 шнуров, закрученных друг относительно друга.

Начиная с вторичной структуры, пространственное строение (конфигурация) макромолекул белка поддерживается в основном слабыми химическими связями. Под влиянием внешних факторов (изменение температуры, солевого состава среды, pH и т.д.) слабые связи, стабилизирующие макромолекулу, рвутся и структура белка, а следовательно его свойства, изменяются.

Какова же ценность белков для организма человека?

Сообщение учащегося или учителя биологии. Белок – важный компонент пищи человека. Основные источники пищевого белка: мясо, молоко, продукты переработки зерна, хлеб, рыба, овощи. Напомним Вам, что потребность в белке зависит от возраста, пола, вида деятельности. В организме здорового человека должен быть баланс между количеством поступающих белков и выделяющимися продуктами распада. Для оценки белкового обмена введено понятие белкового баланса. В зрелом возрасте у здорового человека существует азотное равновесие, т.е. количество азота, полученного с белками пищи равно количеству выделяемого азота. В молодом, растущем организме идет накопление белковой массы, поэтому азотный баланс будет положительный, т.е. количество поступающего азота превышает количество выводимого из организма. У людей пожилого возраста, а также при некоторых заболеваниях наблюдается отрицательный азотный баланс. Длительный отрицательный азотный баланс ведет к гибели организма. Необходимо помнить, что некоторые аминокислоты при тепловой обработке, длительном хранении продуктов могут образовывать неусвояемые организмом соединения, т.е. становиться “недоступными”. Это снижает ценность белка.

Животные и растительные белки усваиваются организмом неодинаково. Если белки молока, молочных продуктов, яиц усваиваются на 96%, мяса и рыбы – на 93–95%, то белки хлеба – на 62–86%, овощей – на 80%, картофеля и некоторых бобовых – на 70%. Однако смесь этих продуктов может быть биологически более полноценной.

На степень усвоения организмом белков оказывает влияние технология получения пищевых продуктов и их кулинарная обработка. При умеренном нагревании пищевых продуктов, особенно растительного происхождения, усвояемость белков несколько возрастает. При интенсивной тепловой обработке усвояемость снижается.

Суточная потребность взрослого человека в белке разного вида 1–1,5 г на 1 кг массы тела, т.е. приблизительно 85–100 г. Доля животных белков должна составлять приблизительно 55% от общего его количества в рационе.

Как же обеспечить организм полноценным белком?

Рекомендуется:

- не забывать, что взрослому человеку в среднем необходимо до 100 г белка в сутки;
- при любых обстоятельствах стараться принимать разнообразную пищу;
- не уменьшать необходимого по вашей норме количества белка;
- не употреблять богатые белком продукты перед сном.
- следить за разнообразием вашего питания, целесообразно сочетать богатые белками продукты;
- принимать пищу в умеренных количествах, соответственно выполняемому труду;
- строить свой рацион так, чтобы половина суточной нормы белка была в продуктах животного происхождения;
- при каждом приеме пищи сочетать растительные белки (хлеб, каши) с белками животного происхождения (молоко, творог, сыр, мясо, рыба, яйца);

Итак, мы познакомились сегодня со значением белков для клетки, организма человека в целом, поговорили о химических свойствах и биологических функциях белков. Давайте вспомним наиболее важные понятия и термины этой темы.

Порядок выполнения:

Задание 1

1 – й уровень

А) Изобразить структурную формулу α – аминокaproновой кислоты.

(Ответ записать в виде многозначного числа, составленного из номеров метиленовых атомов углерода в порядке возрастания).

Б) Определите молекулярную формулу аминокислоты, содержащей 32 % углерода, 6,66% водорода, 42,67% кислорода и 18,67% азота. Напишите структурную формулу этой кислоты.

2 – й уровень

Какое количество вещества и сколько молекул содержится в 10,5г серина?

Задание 2

1 – й уровень

А) Изобразить структурную формулу аминокислоты.

(В ответе указать число связей в молекуле).

Б) При взаимодействии 89г α – аминопропионовой кислоты с гидроксидом натрия образовалось 100г соли. Рассчитайте массовую долю выхода соли.

2 – й уровень

Какой объем аммиака потребуется для превращения 27,8г бромуксусной кислоты в глицин, если объемная доля потери аммиака составляет 5%?

Тест

- | | |
|-------------------------|--|
| 1. | Какие из названных соединений обладают |
| амфотерными свойствами? | |
| а) метиламин | б) анилин |

- в) аминокислотная кислота г) α – аланин
2. Биполярный ион аминокислоты образуется в результате:
- а) взаимодействия со щелочами
 б) взаимодействия с галогеноводородами
 в) образования полипептидов
 г) внутренней нейтрализации
3. Реагируя, с какими веществами при определенных условиях аминокислотная кислота образует соль?
- а) хлороводород б) этанол
 в) гидроксид натрия г) серная разбавленная кислота
4. Реагируя с какими веществами при определенных условиях глицин формирует пептидную связь?
- а) хлороводород б) гидроксид калия
 в) α – аланин г) глицилглицин
5. При гидролизе каких веществ можно получить аминокислоту (аминокислоты)?
- а) глицилфенилаланин б) крахмал
 в) белок г) твердый жир
6. Аминокислоту можно получить при взаимодействии аммиака с:
- а) хлорбензолом б) этилбромидом
 в) 2 – хлорпропанолом г) β – хлорпропионовой кислотой
7. Укажите формулу глицина в нейтральной среде:
- а) $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ б) $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-$
 в) $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ г) $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COO}^-$

Задание 2.

Лабораторный опыт 1.

Денатурация белков.

- а) Действие спирта на белок;
 б) действие солей хлорида натрия (концентрированный раствор) и ацетата свинца на белок;
 в) действие HNO_3 (конц.);
 г) свертывание белков при кипячении.

Выполняется под контролем учителя. Вывод формулируется и записывается самостоятельно. После выполнения работы учащимся предлагается проверить ее результаты, сверившись с выводом, который был заранее написан на доске, но закрыт.

Денатурация — свойство белка менять свою структуру при изменении внешних факторов.

Порядок выполнения работы.

1. Прилить воду к яичному белку.
 2. Встряхнуть до образования однородного раствора.
 3. Оценить свойства белка (прозрачность, растворимость, агрегатное состояние).
 4. Отлить раствор в пустую пробирку.
 5. Зажечь спиртовку и нагреть полученный раствор белка.
 6. Оценить свойства белка (прозрачность, растворимость, агрегатное состояние).
 7. Сделать вывод в тетради:
- а) Что явилось причиной денатурации?
 б) Что произошло в результате денатурации? (См. Пункт 3, 6)
 в) Обратима ли данная денатурация?

Процесс утраты белковой молекулой своей структурной организации называется **денатурацией**. (Определение записывается в тетрадь).

Белок становится нерастворим (пример с куриным яйцом), доступен действию пищеварительных ферментов. Денатурация может быть обратимой и необратимой. Процесс восстановления структурной организации белковой молекулы называется

ренатурацией. (Определение записывается в тетрадь).

Ренатурация лежит в основе раздражимости клеток. Так под действием гормонов регулируется действие ферментов, рецепторов, транспортеров и т.д. Иногда денатурация белка имеет определенное значение. Например, паук выделяет капельку секрета и приклеивает ее к какой-нибудь опоре. Затем, продолжая выделять секрет, он слегка натягивает ниточку и этого слабого натяжения достаточно, чтобы белок денатурировался, из растворимой формы перешел в нерастворимую, и нить приобрела прочность. Для белков характерны реакции с выпадением осадков. В одних случаях полученный осадок при избытке воды вновь растворяется (т.е. происходит ренатурация). Это возможно, если на белок было оказано воздействие слабым раствором спирта, кислоты, солями легких металлов.

Лабораторный опыт 2.

Цветные качественные реакции белков

1. Биуретовая реакция (на обнаружение группы $-\text{CONH}-$). Если к небольшому количеству раствора белка прилить немного NaOH и по каплям добавлять раствор CuSO_4 , то появляется красно-фиолетовая окраска.
2. Ксантопротеиновая реакция (на бензольные кольца, содержащиеся в некоторых аминокислотах). Под действием концентрированной HNO_3 белки окрашиваются в желтый цвет.

Вопросы для повторения:

Тест и проверка результатов теста.

Выбрать один или несколько правильных ответов из предложенных.

Свойства и функции белка.

1. Денатурация это -
 - а) свойство белка изменять свою структуру под действием температуры и других факторов.
 - б) расщепление белка до аминокислот.
2. Денатурация может быть:
 - а) обратимой,
 - б) необратимой.
3. Все ферменты по своему химическому составу являются:
 - а) белками,
 - б) жирами,
 - в) углеводами.
4. Фермент расщепляющий перекись водорода называется:
 - а) гемоглобин,
 - б) фибриноген,
 - в) каталаза.
5. Транспортная функция белка возможна благодаря свойству:
 - а) присоединения веществ,
 - б) сократимости,
 - в) денатурации.
6. Каталаза присутствует в
 - а) растительных клетках,
 - б) животных клетках.
7. Двигательная функция белка проявляется при:
 - а) сокращении мышц,
 - б) разрушении перекиси водорода,
 - в) движении листьев у растений.

Тест 2

Вопрос 1.. Укажите полимеры, образованные разными мономерами:

- а) крахмал;
- б) белок;
- в) ДНК;
- г) полиэтилен;
- д) целлюлоза;
- е) РНК.

Вопрос 2. Укажите элементарный состав белков:

а) С, Н; б) С, Н, О, N, S, P; в) С, Н, N, О; г) вся таблица Менделеева.

Вопрос 3. Укажите функциональные группы мономеров белков:

а) СООН, ОН; б) С=О, СООН; в) СООН, NH₂; г) ОН, С=О.

Вопрос 4. Белки, обуславливающие способность организма к росту и размножению, называются:

а) гормоны; б) ферменты; в) нуклеопротеиды; г) токсины.

Вопрос 5. Какой вид химической связи поддерживает первичную структуру белковой молекулы?

а) Водородная; б) пептидная; в) ионная; г) сложноэфирная.

Вопрос 6. -Аминопропионовая кислота по-другому называется:

а) глицин; б) аланин; в) валин; г) лейцин.

Вопрос 7. Наличие в белках пептидной связи обнаружил ученый:

а) М.В.Ломоносов; б) В.В.Марковников; в) А.Я.Данилевский; г) Э.Г.Фишер.

Тест 3

Вопрос 1. Какие виды химической связи поддерживают третичную структуру белковой молекулы?

а) Водородная; б) пептидная; в) сложноэфирная; г) металлическая; д) мостики –S–S–; е) силы Ван-дер-Ваальса.

Вопрос 2. Сколько мономеров участвует в образовании белка?

а) 4; б) 20; в) 15; г) 30.

Вопрос 3. Какую функцию выполняют белки в организме?

а) Источник энергии; б) запасующая; в) строительный материал; г) теплоизоляторы.

Вопрос 4. Мономерами белков являются: а) аминокислоты; б) -аминокислоты; в) жирные кислоты; г) углеводы.

Вопрос 5. Состав белков – природных полимеров – был доказан при помощи реакции:

а) гидролиза; б) электролиза; в) гидратации; г) гидрирования.

Вопрос 6 Укажите пептидную группу:

Вопрос 7. Какое заболевание является примером, доказывающим определяющую роль первичной структуры белковой молекулы?

а) острое респираторное заболевание (ОРЗ); б) серповидная анемия; в) атеросклероз; г) сахарный диабет.

Тест 4

Вопрос 1. Укажите вещества, имеющие белковую природу:

а) ферменты б) гормоны; в) липиды; г) углеводы; д) пигменты; е) аминокислоты.

Вопрос 2. Сколько уровней организации различают в белковой молекуле?

а) 4; б) 3; в) 2; г) 1.

Вопрос 3. Некоторые белки вырабатывают антитела. Тем самым они выполняют функцию:

а) каталитическую; б) сократительную; в) иммунную; г) пластическую.

Вопрос 4. Какой вид химической связи поддерживает вторичную структуру белковой молекулы?

а) водородная; б) ионная; в) пептидная; г) гидрофобная.

Вопрос 5. Имитацией третичной структуры белковой молекулы является:

а) клубок ниток; б) произвольно свернутая в клубок электроспираль; в) собранная телевизионная антенна; г) выпрямленный телефонный шнур.

Вопрос 6. Как называется белок, у которого первым удалось расшифровать первичную структуру?

а) Рибонуклеаза; б) инсулин; в) глобин; г) миоглобин.

Вопрос 7. Дисульфидные связи –S–S– возникают при формировании третичной структуры белка:

- а) всегда; б) если имеются остатки цистеина; в) если в белке есть остатки глицина;
г) если белок включает остатки аланина.

Тест 5

Вопрос 1. Расположите вещества в порядке возрастания значений их относительной молекулярной массы M_r :

- а) дипептид АЛА–ГЛИ; б) полипептид; в) белок; г) дипептид ГЛИ–ВАЛ; д) дипептид АЛА–ВАЛ.

Вопрос 2. Биологические катализаторы – вещества белковой природы – называются:

- а) гормоны; б) ферменты; в) витамины; г) углеводы.

Вопрос 3. Какая структура белковой молекулы определяет специфическую биологическую активность белка?

- а) Четвертичная; б) третичная; в) вторичная; г) первичная.

Вопрос 4. Что называется вторичной структурой белковой молекулы?

- а) Пространственная конфигурация, которую принимает полипептидная цепь;
б) последовательность чередования аминокислот в полипептидной цепи;
в) конфигурация, которую принимает в пространстве закрученная в спираль полипептидная цепь;
г) объединение нескольких полипептидных цепей в одну молекулу.

Вопрос 5. Исходя из состава и строения молекул, предположите химический характер белков:

- а) кислотный; б) основной; в) амфотерный; г) неактивные вещества.

Вопрос 6 Имитацией вторичной структуры белковой молекулы является:

- а) телевизионная антенна; б) телефонный шнур; в) якорная цепь; г) упаковочный шнур.

Вопрос 7. Укажите, в каком списке перечислены незаменимые аминокислоты:

- а) валин, лейцин, изолейцин, лизин, треонин, аргинин, гистидин, ... ;
б) глицин, аланин, серин, цистеин, тирозин, пролин,

Тест 6

1. Укажите мономеры белков:

- а) аминокислоты; б) предельные углеводороды; в) непредельные углеводороды; г) углеводы;
д) жирные кислоты.

2. Сколько известно мономеров, участвующих в образовании белков?

- а) 4; б) 20; в) 15; г) 30; д) 5.

3. Укажите функциональные группы мономеров белков:

- а) COOH , OH ; б) C=O , COOH ; в) OH , C=O ; г) COOH ; д) COOH , NH_2 .

4. Укажите название химической связи, возникающей между мономерами в белковой молекуле:

- а) водородная; б) гидрофобная; в) пептидная; г) ионная; д) гидрофильная.

5. Сколько уровней организации различают в белковой молекуле?

- а) 4; б) 3; в) 2; г) 1; д) 5.

6. Допишите уравнение реакции, назовите вещества:

Критерии оценки. нет ошибок — 5; 2 ошибки — 4; 3 — 4 ошибки — 3; более 4 ошибок — 2.

Практическая работа №38.

Ознакомление с химическими основами действия лекарственных препаратов на организм человека.

*«Все есть яд, ничто не лишено ядовитости и все есть лекарство.
Лишь только доза делает вещество ядом или лекарством».*

*Геофраст Парацельс
(1493 – 1541)*

Цель работы: помочь учащимся сориентироваться в многообразии современных лекарственных средств, развить умение ребят анализировать и делать самостоятельные выводы при работе с дополнительными материалами, направить детей на путь сохранения своего здоровья.

Основные понятия:

Лекарственные формы:

Жидкие	Твердые	Мягкие
1. Растворы 2. Настои 3. Отвары 4. Настойки 5. Экстракты 6. Микстуры 7. Эмульсии 8. Суспензии	9. Порошки 10. Гранулы 11. Таблетки 12. Драже 13. Пилюли 14. Капсулы 15. Смеси из растительного сырья	16. Мази 17. Линименты (жидкие мази) 18. Пасты 19. Суппозитории 20. Стерильные порошки и таблетки, растворяемые непосредственно перед введением

С греч. «anti» - нет, «bios» - жизнь.

Бактерицидное (уничтожение микроорганизмов)	Бактериостатическое (задержание роста и размножения микроорганизмов)
1. пенициллины 2. Цефалоспорины 3. Полимиксины 4. Неомицин 5. Стрептомицин 6. Нистатин 7. Амфотерицин В	1. Тетрациклин 2. Левомецетин 3. Эритромицин 4. Олеандомицин

Это лекарственные препараты, которые используются для подавления деятельности микроорганизмов в организме человека.

1928 год – А. Флеминг открыл пенициллин (группа антибиотиков грибка *Penicillium*).

Известно более 6000 видов антибиотиков, из них около 100 активно используются в медицинской практике.

Воздействие антибиотиков на организм человека.

«+» - подавляют действие болезнетворных микроорганизмов.

«-» - вызывают аллергические реакции и привыкание к ним;

- токсическое действие на ткани и органы;
- дисбактериоз, молочница, дрожжевой стоматит.

Лекарственные средства – фармакологические средства (вещества или смеси веществ), прошедшие клинические испытания и разрешенные к применению для профилактики, диагностики и лечения заболеваний уполномоченным на то, органам страны в установленном порядке, полученные из крови, плазмы крови, а так же органов, тканей человека или животных, растений, минералов, методом синтеза или с применением биотехнологий.

Лекарственный препарат содержит действующее вещество (оно определяет его действие, название действующего вещества указывается на упаковке лекарства рядом с названием

самого препарата, но более мелким шрифтом) и вспомогательные вещества. Лекарственные препараты подразделяются на ядовитые, сильно действующие и общего назначения. При приеме лекарственных средств необходимо соблюдать дозу.

Лекарственная доза –это несколько приемов лекарства в течении суток с учетом возраста и продолжительности курса лечения.

Побочное действие препарата – это отрицательный эффект лечения препаратом. Что бы снизить проявление побочных эффектов надо помнить о противопоказаниях применению лекарственного средства.

Синоним лекарственного препарата – это препарат, содержащий тоже действующее лекарственное вещество, но выпускаемый другой фирмой под другим названием.

Аналог лекарственного препарата – лекарственный препарат той же фармакологической группы, но содержащий другое действующее вещество. Аналог препарата должен назначаться врачом.

Порядок выполнения:

1. Общие характеристики гриппа и ОРВИ человека готовят учащиеся к уроку самостоятельно, используя дополнительную литературу, ресурсы интернета и знания, полученные на уроках биологии.

Общая характеристика гриппа и ОРВИ.

Острая респираторная вирусная инфекция (ОРВИ) - группа вирусных заболеваний верхних дыхательных путей. В процессе развития вирусного заболевания может осложняться бактериальной инфекцией. Основные симптомы ОРВИ – насморк, кашель, чихание, головная боль, боль горле, в глазных яблоках, ощущение разбитости. ОРВИ является самым распространенным инфекционным заболеванием. В развитых странах, в среднем, за год взрослый более ОРВИ не реже двух, трех раз, ребенок шесть - десять раз в год. ОРВИ вызывается разнообразными возбудителями, среди которых не мене пяти различных групп вирусов (вирусы парагриппа, гриппа, аденовирусы, риновирусы, реовирусы и др.) и более 300 их подтипов. Все они весьма контагиозные (заразны), так как передаются воздушно капельным путем. Есть данные, что вирусы ОРВИ эффективно распространяются и при телесном контакте, например, при рукопожатии.

К осложнениям относятся: бактериальные риниты, синуситы, отиты, трахеиты, пневмония, менингит, неврит.

Грипп (от фр.*grippe*)— острое инфекционное заболевание дыхательных путей, вызываемое вирусом гриппа. Входит в группу острых респираторных вирусных инфекций (ОРВИ).

Периодически распространяется в виде эпидемий и пандемий. В настоящее время выявлено более 2000 вариантов вируса гриппа, различающиеся между собой антигенным спектром.

Предположительно, название болезни происходит от русского слова «хрип»— звуки, издаваемые больными. Во время Семилетней войны (1756—1763) это название распространилось в европейские языки, обозначая уже саму болезнь, а не отдельный симптом. Затем произошло вторичное заимствование в русский язык от французского «grippe».

Вирус гриппа имеет сферическую форму диаметром 80-120 нм, в центре находится РНК-фрагменты, заключенные в липопротеидную оболочку, на поверхности которой имеются «шипы» состоящие из гемагглютина (H) и из нейраминидазы (N) антитела, вырабатываемые в ответ на гемагглютин (H), составляют основу иммунитета против определенного подтипа возбудителя гриппа.

В случае типичного развития инфекции выделяются следующие симптомы гриппа:

- Резкий подъем температуры тела (в течении нескольких часов) до высоких цифр (38-40 °С) достигает своего максимума на первые – вторые сутки заболевания;
- Озноб;
- Головокружение;
- Боль в мышцах;

- Слабость;
- Головная боль.

К гриппу восприимчивы все возрастные категории людей. Источником инфекции является больной человек с явной или стертой формой болезни, выделяющий вирус с кашлем, чиханием и т.д. Больной заразен с первых часов заболевания и до 3-5 суток болезни. Характеризуется аэрозольным (вдыхание мельчайших капель слюны, слизи, которые содержат вирус гриппа) механизмом передачи и чрезвычайно быстрым распространением в виде эпидемий и пандемий.

Группами повышенного риска считаются дети, люди преклонного возраста, беременные женщины, люди с хроническими болезнями сердца, легких, а также индивидуумы, имеющие хроническую почечную недостаточность. Частота возникновения осложнений заболевания относительно не велика, но в случае их развития они могут представлять значительную опасность для здоровья больного. Причинами возникновения осложнений при гриппе могут быть следующие особенности инфекционного процесса: вирус гриппа оказывает выраженное капилляротоксическое действие, способен подавлять иммунитет, разрушает тканевые барьеры, облегчая тем самым агрессию тканей резидентной флорой.

^ Различают несколько видов осложнений при гриппе:

- Легочные: бактериальная пневмония, геморрагическая пневмония, формирование абсцесса легкого;
- Внелегочные: бактериальные риниты, синуситы, отиты, трахеиты, вирусный энцефалит, менингит, неврит, поражение печени синдром Рея, миокардит, токсико-аллергический шок.

Чаще всего летальные исходы при гриппе наблюдаются среди детей младше 2 лет и пожилых людей старше 65 лет.

Патогенетическая и симптоматическая терапия гриппа и ОРВИ.

- Жаропонижающие и противовирусные препараты;
- Препараты проведения нейровегетативной защиты;
- Средства применяемые при рините;
- Противокашлевые и отхаркивающие средства.

2.Познакомимся с некоторыми препаратами, которые используют врачи.

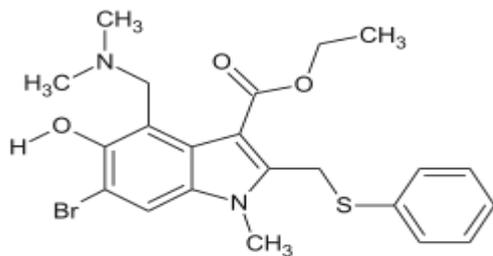
Обзор используемых препаратов, назначаемых врачами при ОРВИ и гриппе.

(общий обзор по данной теме делают ученики)

1. Противовирусные препараты при гриппе.

Противовирусные препараты – лекарственные средства, предназначенные для лечения различных вирусных заболеваний. Так же их используют в профилактических целях.

- Интерферон;
- Тамифлю;
- Арбидол (этилового эфира 6-бром-5-гидрокси- 1-метил-4-диметиламинометил-2-фенилтиометилиндола- 3-карбоновая кислота(в виде гидрохлорида моногидрата)



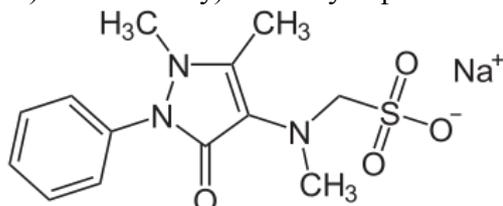
- Ингаверин
- Ремантадин
- Орвирем (ремантадин для детей)

- Оксолиновая мазь
- Оциллококцидум (гомеопатический препарат, используется наряду с тамифлю и арбидолом, у него нет токсичности)
- Амиксин
- Циклоферон
- Лавомакс

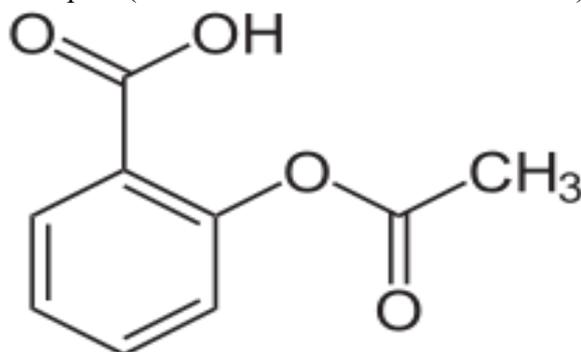
Некоторые из этих препаратов могут использоваться как для лечения, так и для профилактики во время эпидемии.

2. Жаропонижающие, обезболивающие (анальгетические) и противовоспалительные препараты.

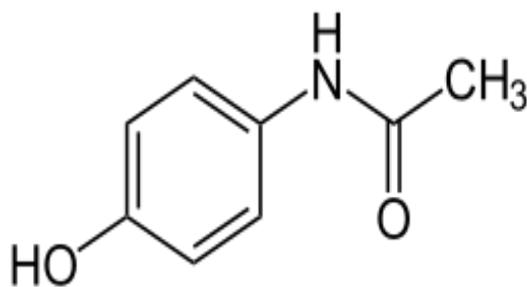
- Анальгин (натриевая соль ((2,3-дигидро-1,5-диметил-3-оксо-2-фенил-1Н-пиразол-4-ил) метиламину) метансульфоновой кислоты, в т. ч. в виде моногидрата)



- Аспирин (2-ацетилоксибензойная кислота)



- Аспирин УПСА
- Аскофен
- Парацетамол (N-(4-гидроксифенил) ацетамид)



- Баралгин
- Панадеин
- Колдрекс
- Колдакт Флю плюс
- Тера Флю
- Ринза
- Антигриппин

Анальгетические препараты (анальгетики).

Анальгетики делятся на две группы:

1 группа – ненаркотические анальгетики.

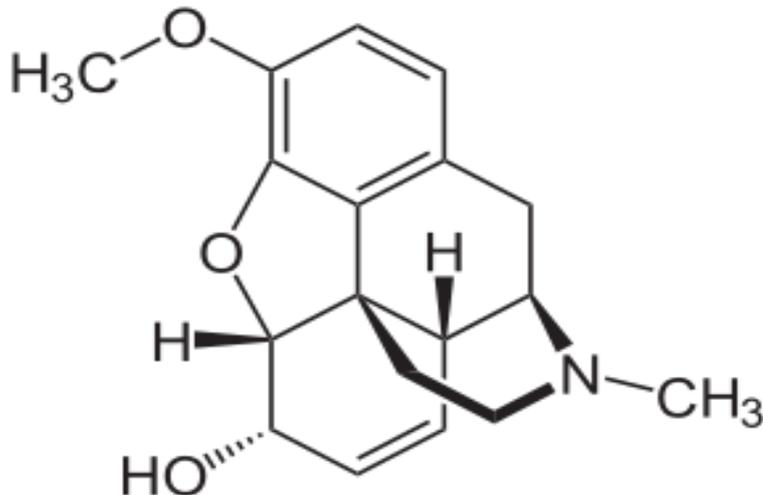
- Салициловая кислота и её производные (аспирин)
- Производные пиразолона (анальгин)

- Производные ацетанилида (парацетамол)

Эти анальгетики ослабляют или снижают чувство боли, не оказывая влияния на работу отделов ЦНС (дыхательного, кашлевого центров и т.д.)

2 группа – наркотические анальгетики.

- Морфин
- Кодеин (5- α , 6- α)-7,8-дидегидро-4,5-эпокси-3-метокси-17-метилморфинан-6-ол (в виде гидрохлорида или фосфата)

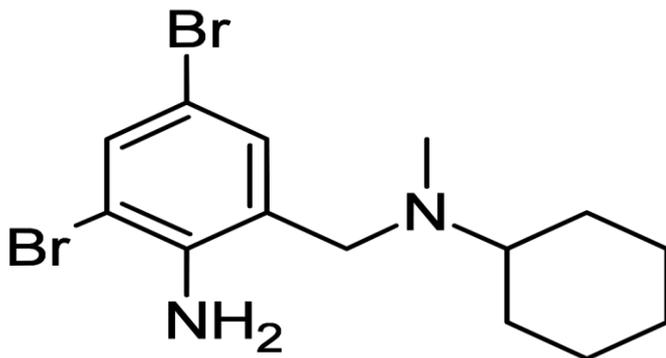


- Кокаин и т.д.

Наркотики, ослабляя и снимая чувство боли вызывают и состояние эйфории, унося сознание человека в виртуальный мир галлюцинаций. Наркотики формируют у человека лекарственную зависимость и приводят к мучительной смерти. Сегодня часто говорят о «легких» наркотиках, они более коварны, т.к. убивают медленнее, подчиняя себе сознание человека.

3. Противокашлевые и отхаркивающие средства.

- АЦЦ
- Амброксол (Амбробене)
- Бромгексин (2 – Амино-3,5 – дибром -N- циклогексил -N- метилбензолметанамин (и в виде камсилата или гидрохлорида)



- Муколитин
- Либексин
- Коделак

фитопрепараты:

- Гербион
- Линкас
- Отхаркивающие сборы
- Супримо – Бронхо

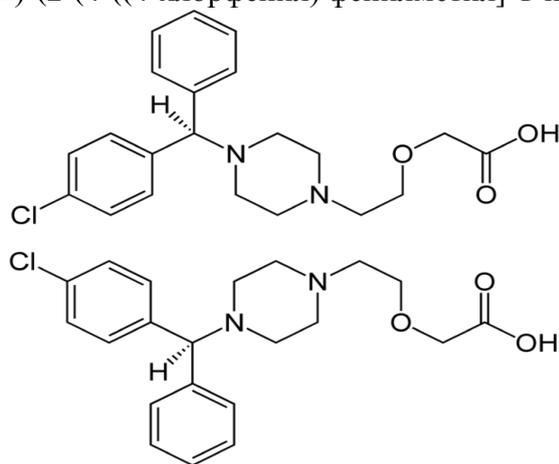
4. Антигистаминные препараты.

I поколения:

- Супрастин
- Тавегил
- Клемастин
- Диазолин
- Пипольфен

II поколения:

- Семпрекс
- Зиртек
- Зодак
- Цетрин (±)-(2-(4-((4-хлорфенил) фенилметил)-1-пиперазинил) этокси) уксусная



кислота)

- Кестин

^ 5. Средства, применяемые при рините:

- Нафтизин
- Галазолин
- Фликсоназе
- Виброцил

6. Противобактериальные препараты для восстановления микрофлоры кишечника (дисбактериоз), после применения антибиотиков.

- Линекс
- Бактисубтил
- Хилак – форте

3. Информацию о витаминах и влиянии их на организм человека готовят учащиеся к уроку самостоятельно, используя дополнительную литературу, ресурсы интернета и знания, полученные на уроках биологии.

7. Комплексные витаминные препараты:

- Алфавит
- Супрадин
- Селмевит
- Комплевит
- Био - Макс и т.д.

Организму необходимы все витамины, которые влияют на силу иммунитета. Не все витамины действуют напрямую, некоторые способствуют укреплению косвенно. Лучшие витамины от гриппа – это витамины А, С, Е и бета-каротин (провитамин А), которые считаются главными для иммунитета. Важны также микроэлементы – это селен и цинк. Когда организм насыщен полезными веществами, антитела становятся активнее, и иммунная система способствует их увеличению. Таким образом, Ваш организм защищает себя от вирусов. Витамин С способствует синтезу белка, убивающего бактерии и вирусы – интерферона. Именно он собирает все лимфоциты для защиты организма от гриппа и простудных заболеваний. Все названные витамины и микроэлементы являются

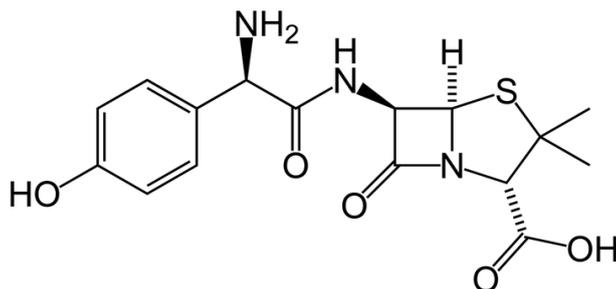
антиоксидантами – помимо борьбы с вирусом нейтрализуют яды, образующиеся в результате деятельности вируса, и помогают быстрее вывести их из организма.

8. Антибиотики.

При лечении врачами назначаются различные антибактериальные средства, например, антибиотики. Классификация антибиотиков осуществляется по химической структуре. Приведем пример такой классификации.

I Антибиотики группы полусинтетических пенициллинов (производные 6-аминопенициллановой кислоты):

- Амосин
- Флемоксин солютаб
- Амоксициллин [2S-[2альфа,5альфа,6бета(S*)]]-6-[[Амино-(4-гидроксифенил)ацетил]амино]-3,3-диметил-7-оксо-4-тиа-1-азабицикло[3.2.0]гептан-2-карбоновая кислота (в том числе в виде тригидрата или натриевой соли)



- Амоксиклав
- Аугментин

Некоторые препараты, например, флемоксин солютаб, амоксиклав, аугментин – сильнее, т.к. действие препаратов усилено добавлением в них клавулановой кислоты.

II Антибиотики группы цефалоспоринов (производные 7-аминоцефалоспороновой кислоты, в данной группе имеются препараты четырех поколений):

- I поколения- цефазолин, цефалексин и т.д.
- II поколения- цефамандол, зинацеф и т.д.
- III поколения- цефотаксим, цефоперабол, цефтазидим-АКОС и т.д.
- IV поколение- цефтера, цефепим и т.д.

III Антибиотики – макролиды

(альтернатива антибиотикам - пенициллинам, производные эритромицина):

- Азитромицин
- Азицид
- Зитролид
- Зитроцин
- Зи-фактор
- Сумамед
- Хемомицин
- Клацид

IV Антибиотики группы аминогликозидов:

- Гентамицин

V Антибиотики группы тетрациклина и другие группы.

При рассмотрении этой группы препаратов отечественного и импортного производства необходимо обратить внимание на то, чем опасны для здоровья антибиотики и как можно устранить побочные действия данных препаратов.

4. Информацию о лекарствах - пролонгах готовят учащиеся к уроку самостоятельно, используя дополнительную литературу, ресурсы интернета.

Лекарственные препараты нового поколения – пролонги.

При некоторых, особенно хронических заболеваниях, наиболее эффективно применение

препаратов длительного действия - пролонгов. Пролонги имеют вид многослойных таблеток, капсул, микрогранул. Слои действующего вещества чередуются со слоями вспомогательных веществ, что препятствует их разрушению в кишечнике и желудке под действием кислоты, ферментов и температуры.

Свойства пролонгов:

- Имеется возможность контролировать и удерживать на постоянном уровне содержание действующих веществ в крови, при этом достигается стойкий фармацевтический эффект.
- Уменьшается число побочных реакций, связанных со значительными колебаниями концентрации действующего вещества в крови.
- Сокращается частота приема препаратов: для обычных лекарств она составляет от 3 до 6 раз в сутки, а для пролонгированных 1-2 раза в сутки. Некоторые пролонги можно принимать даже раз в полгода или год. Это упрощает выполнение больным режима лечения.
- Постепенное и контролируемое высвобождение действующего вещества из пролонгов помогает избежать раздражения слизистой оболочки желудочно-кишечного тракта, уменьшает негативное влияние на организм действующего вещества за счет направленной доставки к очагу патологии.

Виды пролонгов.

В настоящее время лекарства – пролонги все шире применяются в медицине. Запатентован целый ряд препаратов – пролонгов разной направленности: противокашлевые, антиаллергические, противовоспалительные, сосудорасширяющие, гормональные, витаминные и т.д.

5. Знакомство и анализ инструкций по медицинскому применению препаратов различных групп. Выявление побочных действий и противопоказаний к применению.

(Работа в малых группах. Группы для работы учащиеся выбирают самостоятельно, в зависимости от интересующей их темы).

- Группа №1 работает с лекарственными средствами, предназначенными для профилактики ОРВИ и гриппа. Группе выдаются инструкции по медицинскому применению препаратов: Биомакс, Селмевит, Анаферон, Амиксин, Оциллококцидум, Арбидол.
- Группа №2 анализирует препараты для лечения ОРВИ и гриппа. Группе выдаются инструкции по медицинскому применению препаратов: Антигриппин – анви, Темпалгин, Ринза, Колдакт Флю Плюс, Амброгексал, Ингавирин, Коделак, Суприма – Бронхо (основная часть препаратов данной группы применяются строго по назначению врача!)
- Группа №3 рассматривает лекарственные средства для лечения осложнений после ОРВИ и гриппа. Группе выдаются инструкции по медицинскому применению препаратов: Зодак, Цифран, Эссенциале форте Н, Амоксициллин, Супрастин, Бактисубтил.

Сделайте выводы по проделанному анализу в форме схемы, рисунка или диаграммы, показывающей влияние данных препаратов на организм человека (положительное или отрицательное).

III. Закрепление пройденного материала.

Подведение итогов работы в малых группах (дискуссионный клуб). Учащиеся представляют свои выводы по результатам работы с инструкциями к лекарственным препаратам в виде рисунков, схем и диаграмм, остальные учащиеся принимают активное участие в обсуждении выводов представляемых представителями групп. Данный этап урока, возможно, проводить в форме открытой трибуны, учащиеся могут дополнять ответы представителей групп информацией из личного опыта, а так же активно участвовать в дискуссии.

Обобщение полученных результатов дискуссионного клуба.

Вопросы для повторения:

- Что нового вы узнали о лекарственных средствах?
- О каких побочных действиях лекарственных средств на организм вы узнали?
- Как можно устранить побочные действия лекарственных препаратов?
- Должен ли человек сам выбирать себе препараты для лечения?
- Должен ли человек уметь разбираться в различных лекарственных средствах?
- Правильно ли рекламировать лекарства?

Литература:

Основные источники:

1. Химия: Учебник для сред. проф. учеб. заведений. /Ерохин Ю.М.– 4-ое изд. М. издательский центр «Академия», 2004.

2. Дополнительные источники:

1. Химия для поступающих в вузы. Учебное пособие./ Хомченко Г.П. Москва.1985г.

1. Научные исследования - <http://www.chem.msu.ru/rus/> МГУ,
<http://www.hemi.nsu.ru/> НГУ (10.01.2014г.).