

Муниципальное общеобразовательное учреждение гимназия №79
г.Ульяновска

Пудова Ю.В.

**Учебно-методический комплекс
учащегося по химии
8 класс**

г.Ульяновск
2009 г.

Оглавление:

	Стр.
Пояснительная записка	3
Структура курса	4
Требования к уровню подготовки учащихся	6
Виды контроля	7
Раздел 1. Алгоритмы решения задач:	
1.1. Алгоритм составления формулы бинарного соединения.	8
1.2. Алгоритм определения валентности по формуле.	8
1.3. Алгоритм вычисления относительно молекулярной массы.	9
1.4. Алгоритм вычисления массовой доли элемента в соединении.	9
1.5. Алгоритм вычисления массы атома по известной массе вещества.	10
1.6. Алгоритм вычисления массы вещества содержащего определенную массу атома.	10
1.7. Алгоритм вычисления массовой доли растворенного вещества.	11
1.8. Алгоритм вычисления массы растворенного вещества по известной массе раствора и массовой доли растворенного вещества.	11
1.9. Алгоритм вычисления объема растворителя и массы растворенного вещества по известному объему раствора и массовой доли растворенного вещества.	12
1.10. Алгоритм вычисления массовой доли газа по объемной растворимости.	13
1.11. Алгоритм решения задач на растворы.	14
Раздел 2. Обобщенные планы	
2.1. План характеристики химического элемента.	15
2.2. План характеристики простого вещества.	16
2.3. План характеристики химического элемента по его положению в Периодической системе.	
Раздел 3. Химический диктант	17
Раздел 4. Проверочные работы	
4.1. Первоначальные понятия.	19
4.2. Кислород. Оксиды. Валентность.	20
4.3. Водород. Кислоты. Соли.	21
4.4. Вода. Растворы. Основания.	22
4.5. Обобщение и систематизация сведений о важнейших классах неорганических соединений.	23
4.6. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева.	24
4.7. Строение атома.	24
4.8. Химическая связь.	25
Раздел 5. Тестовый контроль	
5.1. Первоначальные химические понятия.	26
5.2. Строение атома. Современная формулировка Периодического закона.	27
Раздел 6. Задачи для самостоятельного решения.	
6.1. Задачи на растворы.	29
6.2. Экспериментальные задачи	31
Раздел 7. Контрольные работы	
7.1. Контрольная работа № 1	32
7.2. Контрольная работа № 2	34
7.3. Контрольная работа № 3	35
7.4. Контрольная работа № 4	37
Приложение 1.Словарь основных понятий и законов	38
Приложение 2. Справочные материалы	42
Приложение 3. Биографии великих химиков	45
Список литературы	53

Дорогой восьмиклассник!

Перед тобой учебно-методический комплекс, который поможет тебе самостоятельно получать и использовать знания, а также позволит проверить и оценить приобретенные знания, обнаружить имеющиеся пробелы и сделать собственные выводы.

Работая с данным комплексом, ты получаешь полную информацию об организации учебного процесса по химии, и становишься активным его участником. Владение предлагаемой информацией позволит тебе:

- осознанно подходить к изучению основных понятий и законов;
- осуществлять мониторинг уровня овладения необходимыми предметными знаниями и умениями;
- составлять собственную траекторию обучения и развития по предмету.

В учебно-методический комплекс включено несколько разделов

1. Структура курса химии 8 класса

№/№	Название темы и вида работ	Система контроля
1.	Тема: Первоначальные понятия (16 ч.)	
1.1.	Предмет химии. Вещества. Агрегатное состояние веществ.	
1.2.	Работа в химической лаборатории	
1.3.	Практическая работа № 1 «Правила безопасности при работе в химической лаборатории. Знакомство с лабораторным оборудованием».	
1.4.	Чистые вещества и смеси веществ	
1.5.	Разделение смесей	Хим. диктант
1.6.	Практическая работа № 2 «Очистка загрязненной поваренной соли»	
1.7.	Физические и химические явления.	Проверочная работа
1.8.	Атомы. Химические элементы.	
1.9.	Молекулы. Атомно-молекулярная теория.	
1.10.	Закон постоянства состава веществ молекулярного строения.	Хим. диктант
1.11.	Классификация веществ. Простые и сложные вещества.	
1.12.	Относительная атомная и молекулярная массы. Качественный и количественный состав вещества.	
1.13.	Закон сохранения массы веществ. Уравнения химических реакций.	Проверочная работа
1.14.	Типы химических реакций.	
1.15.	Обобщение и систематизация знаний по теме.	Тестовый контроль
1.16.	Контрольная работа № 1	
2.	Тема: Кислород. Оксиды. Валентность (8 ч.)	
2.1.	Кислород как химический элемент. Физические свойства кислорода	
2.2.	Получение кислорода в лаборатории	
2.3.	Химические свойства кислорода	Проверочная работа
2.4.	Практическая работа № 3 «Получение и свойства кислорода»	
2.5.	Валентность. Составление формул оксидов.	
2.6.	Воздух.	Проверочная работа
2.7.	Горение веществ на воздухе.	
2.8.	Получение кислорода в промышленности и его применение.	Хим. диктант
3.	Тема: Водород. Кислоты. Соли. (9 ч.)	
3.1.	Водород как химический элемент. Физические свойства водорода.	
3.2.	Получение водорода в лаборатории.	
3.3.	Химические свойства водорода.	Проверочная работа
3.4.	Применение водорода. Получение водорода в промышленности.	
3.5.	Кислоты.	
3.6.	Соли.	Хим. диктант
3.7.	Кислотные оксиды.	
3.8.	Обобщение и систематизация знаний по темам: «Кислород. Оксиды. Водород. Кислоты. Соли»	Проверочная работа
3.9.	Контрольная работа № 2	
4.	Тема: Вода. Растворы. Основания. (9 ч.)	
4.1.	Вода.	
4.2.	Растворы. Растворимость твердых веществ в воде.	
4.3.	Растворимость газов и жидкостей в воде.	Хим. диктант
4.4.	Концентрация растворов. Массовая доля растворенного вещества.	
4.5.	Приготовление растворов	Проверочная работа
4.6.	Практическая работа № 4 «Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества».	
4.7.	Химические свойства воды.	
4.8.	Основания.	
4.9.	Практическая работа № 5 «Получение медного купороса»	
5.	Тема: Обобщение и систематизация сведений о важнейших классах неорганических соединений. (6 ч.)	Проверочная работа
5.1.	Общая характеристика оксидов.	
5.2.	Взаимодействие веществ, обладающих кислотными и основными свойствами.	
5.3.	Реакции обмена в водных растворах.	

5.4.	Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ.	Проверочная работа
5.5.	Практическая работа № 6 Экспериментальное решение задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений»	
5.6.	Контрольная работа № 3	
6.	Тема: Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. (4ч.)	
6.1.	Первые попытки классификации химических элементов.	
6.2.	Амфотерные оксиды и гидроксиды.	
6.3.	Периодический закон. Периоды. Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Группы.	Проверочная работа
6.4.	Характеристика элемента по его положению в Периодической системе.	
7.	Тема: Строение атома. Современная формулировка Периодического закона. (7ч.)	
7.1.	Ядро атома.	
7.2.	Порядковый номер элемента. Изотопы.	
7.3.	Радиоактивность. Ядерные реакции.	Хим. диктант
7.4.	Электроны в атоме. Орбитали.	
7.5.	Строение электронных оболочек атомов.	Проверочная работа
7.6.	Изменение свойств элементов в периодах и главных подгруппах. Электроотрицательность.	
7.7.	Обобщение и систематизация знаний	Тестовый контроль
8.	Тема: Химическая связь. (6 ч.)	
8.1.	Химическая связь и энергия молекулы.	
8.2.	Ковалентная связь. Полярная и неполярная связь. Свойства ковалентной связи.	
8.3.	Ионная связь.	Проверочная работа
8.4.	Металлическая связь.	
8.5.	Валентность и степень окисления.	Хим. диктант
8.6.	Контрольная работа № 4	
9.	Тема: Газы. Жидкости и твердые вещества. (2 ч.)	
9.1.	Твердые вещества. Жидкости. Газы.	
9.2.	Обобщение и систематизация знаний	Проверочная работа

2. Требования к подготовке учащихся.

	Требования к уровню подготовки	
	базовому	повышенному
знать/ понимать	<p>химическую символику: знаки химических элементов, формулы химических веществ и уравнения химических реакций;</p> <p>важнейшие химические понятия: химический элемент, атом, молекула, относительная атомная и молекулярная массы, химическая связь, вещество, классификация веществ, химическая реакция, классификация реакций, валентность, степень окисления;</p> <p>основные законы химии: сохранение массы веществ, постоянства состава, периодический закон;</p>	
уметь:	<p>называть: химические элементы, соединения изученных классов;</p> <p>объяснять: физический смысл порядкового номера химического элемента; номеров группы и периода, к которым элемент принадлежит в периодической системе Д.И.Менделеева; закономерности изменения свойств элементов в пределах малых периодов и главных подгрупп;</p> <p>характеризовать: химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в периодической системе Д.И.Менделеева и особенности строения их атомов; химические свойства основных классов неорганических веществ;</p> <p>определять: состав веществ по их формулам, принадлежность веществ к определенному классу соединений, типы химических реакций, валентность элемента в бинарных соединениях, тип химической связи в соединениях;</p> <p>составлять: формулы соединений неорганических соединений изученных классов; схемы строения атомов первых 20 элементов периодической системы Д.И.Менделеева; уравнения химических реакций;</p> <p>обращаться с химической посудой и лабораторным оборудованием;</p> <p>распознавать опытным путем: кислород, водород; растворы кислот и щелочей;</p> <p>вычислять: относительно молекулярную массу вещества; массовую долю элемента по формуле соединения; массовую долю вещества в растворе;</p>	<p>определять: продукты α- и β-распада;</p> <p>составлять: уравнения ядерных реакций;</p> <p>определять: валентные электроны в атомах;</p> <p>вычислять: относительную плотность одного газа по другому; по кривой растворимости определять массу твердого вещества; коэффициент растворимости; массовую долю вещества в насыщенном растворе;</p> <p>строить график растворимости по предложенным данным и устанавливать зависимость растворимости твердого вещества от температуры;</p>
	Использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для:	<p>безопасного обращения с веществами и материалами; экологически грамотного поведения в окружающей среде; критической оценки информации о веществах, используемых в быту; приготовления растворов заданной концентрации.</p>

3. Виды контроля.

Вид контроля	Периодичность	Уровень обучения	
		базовый	повышенный
1. Химический диктант	по мере накопления новых понятий	на уровне урока	
2. Проверочная работа	после каждой главы	на уровне урока	
3. Тестовый контроль	рубежный	на уровне урока	
4. Практическая работа	в соответствии с программой	на уровне урока	
5. Контрольная работа	по темам	на уровне урока	
6. Итоговый контроль	по полугодиям, в конце года	на уровне урока	
7. Рефераты	в рамках НОУ		на занятиях НОУ

Раздел 1: Алгоритмы.

Алгоритмы выполняют двоякую роль в обучении химии. Во-первых, они являются ориентировочной основой деятельности при овладении учащимися умениями решать ключевые задачи по предмету. Во-вторых, являются основой овладения учащимися умениями самоконтроля и самооценки. В данном разделе представлено 12 алгоритмов, которые помогут достичь результата при выполнении поставленной задачи.

№1. Алгоритм составления формулы бинарного соединения.

Задание: Составьте формулу оксида фосфора (V)

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1	Записываем символы химических элементов	
2	Над знаком элемента указываем его валентность римской цифрой.	v п P O
3	Находим наименьшее общее кратное двух значений валентности, записываем снизу арабской цифрой между элементами.	v п <u>P O</u> 10
4	Находим индексы, для этого наименьшее общее кратное валентности делим на валентность каждого элемента. Записываем индексы после знаков химических элементов.	v п <u>P₂ O₅</u> 10
5	Проверим правильность составления формулы заданного соединения, перемножив индекс на валентность соответствующего элемента. Формула составлена правильно, если полученное значение для каждого элемента, входящего в состав соединений равны.	P₂O₅

№2. Алгоритм определения валентности по формуле.

Задание: Определите валентность алюминия по формуле его оксида.

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1	Указать валентность кислорода	п Al₂O₃
2	Умножить число атомов кислорода на его валентность (II)	3*II=6
3	Разделить полученное значение на индекс, показывающий число атомов другого элемента.	6:2=III
4	Записать значение валентности над символом этого элемента.	ш п Al₂O₃

Задания для самоконтроля.

1. Расставить валентность элементов в соединениях:
 CH_4 , P_2O_5 , SO_2 , NH_3 , Cr_2O_3 , CO , Cu_2O , SO_3 .
2. Расставить валентность элементов в бинарных соединениях
 PCl_3 , CS_2 , SiCl_4 , SF_6 , CuS , Fe_2S_3 , OF_2 , CuBr_2 .
3. Составить формулы следующих соединений:
 $\overset{\text{I}}{\text{Ca}} \overset{\text{II}}{\text{Cl}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Al}} \overset{\text{III}}{\text{S}}$, $\overset{\text{III}}{\text{Fe}} \overset{\text{I}}{\text{Cl}}$, $\overset{\text{IV}}{\text{Si}} \overset{\text{IV}}{\text{O}}$, $\overset{\text{III}}{\text{Cr}} \overset{\text{III}}{\text{O}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Fe}} \overset{\text{II}}{\text{O}}$, $\overset{\text{V}}{\text{P}} \overset{\text{V}}{\text{O}}$.
4. Составить формулы гидроксида алюминия, фосфида бария, хлорида цинка, оксида калия, нитрида алюминия, бромида магния, иодида натрия, сульфида калия, фторида алюминия.
5. Составить формулы гидроксида лития, гидроксида железа (III), гидроксида бария.
6. Составить формулы фосфида калия, сульфида алюминия, нитрида цинка, карбида натрия, фосфида магния, силицида калия, хлорида бария.

№3. Алгоритм вычисления относительно молекулярной массы.

Задача: Вычислить относительно молекулярную массу CaSO_4 .

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать кратко условие задачи.	Дано: CaSO_4 $M_r(\text{CaSO}_4) = ?$
2.	Записать в общем виде формулу для нахождения относительной молекулярной массы.	$M_r(\text{CaSO}_4) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{S}) + A_r(\text{O}) \cdot 4$
3.	Найти табличные значения относительных атомных масс элементов.	$A_r(\text{Ca}) = 40$ $A_r(\text{S}) = 32$ $A_r(\text{O}) = 16$
4.	Вычислить относительную молекулярную массу CaSO_4 , подставив значения относительных атомных масс элементов в общую формулу.	$M_r(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + (16 \cdot 4) = 136$
5.	Записать ответ.	Ответ: $M_r(\text{CaSO}_4) = 136$

№ 4. Алгоритм вычисления массовой доли элемента в соединении.

Задача: Вычислить массовую долю каждого элемента в соединении H_2SO_4 .

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать кратко условие задачи.	Дано: H_2SO_4 ----- $\omega(\text{H}) = ?$ $\omega(\text{S}) = ?$ $\omega(\text{O}) = ?$
2.	Записать в общем виде формулу для нахождения относительной молекулярной массы.	$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{S}) + A_r(\text{O}) \cdot 4$
3.	Найти табличные значения относительных атомных масс элементов.	$A_r(\text{H}) = 1$; $A_r(\text{S}) = 32$; $A_r(\text{O}) = 16$
4.	Вычислить относительную молекулярную массу H_2SO_4 , подставив значения относительных атомных масс элементов в общую формулу.	$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = (1 \cdot 2) + 32 + (16 \cdot 4) = 98$
5.	Записать в общем виде формулу для	$A_r \cdot n$

	нахождения массовой доли элемента	$\omega(\text{эл-та}) = \frac{\text{-----}}{M_r} \cdot 100\%$
6.	Вычислить массовую долю каждого элемента, подставив значения в формулу.	$\omega(\text{H}) = \frac{1 \cdot 2}{98} \cdot 100\% = 2\%$ $\omega(\text{S}) = \frac{32}{98} \cdot 100\% = 33\%$ $\omega(\text{O}) = \frac{16 \cdot 4}{98} \cdot 100\% = 65\%$
7.	Записать ответ	Ответ:

Алгоритм 5. Определение простейшей формулы вещества по массовым долям элементов и относительной молекулярной массы.

Задание: определить формулу вещества, в состав которого входит 87,5% азота, 12,5% водорода. Относительная молекулярная масса вещества 32.

Последовательность действий	Выполнение действий
1. Найти количество азота и водорода по формуле	$v = \frac{M \times \omega}{A_r}$ $v(\text{N}) = \frac{32 \times 0,875}{14} = 2$ $v(\text{H}) = \frac{32 \times 0,125}{1} = 4$
2. Записать формулу	N_2H_4

Задания для самоконтроля.

- Вычислить массовые доли элементов по химическим формулам:
 - оксиды серы SO_2
 - метана CH_4
 - сульфата меди CuSO_4
 - гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- Найти простейшие формулы веществ, имеющих следующий состав:
 - сера 50%, кислород 50%
 - алюминий 75%, углерод 25%.
- Определить формулу вещества, имеющего следующий состав: калий 70,9% ; кислород 29,1% и относительную молекулярную массу 110.

№6. Алгоритм вычисления массы атома по известной массе вещества.

Задача: Рассчитать массу атомов кислорода в куске мрамора CaCO_3 массой 30 г.

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать кратко условие задачи.	Дано: $m(\text{CaCO}_3) = 30 \text{ г}$ ----- $m(\text{O}) = ?$
2.	Вычислить относительную молекулярную массу CaCO_3 .	$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$

3.	Записать в общем виде формулу для нахождения массовой доли элемента	$\omega (\text{эл-та}) = \frac{A_r \cdot n}{M_r} \cdot 100\%$
4	Вычислить массовую долю кислорода, подставив значения в формулу	$\omega (\text{O}) = \frac{16 \cdot 3}{100} \cdot 100\% = 48\% \text{ или } 0,48$
5.	Вычислить массу атомов кислорода	$m (\text{O}) = m (\text{CaCO}_3) \cdot \omega (\text{O})$ $m (\text{O}) = 30 \cdot 0,48 = 14,4 \text{ г}$
7.	Записать ответ	Ответ:

№ 7. Алгоритм вычисления массы вещества содержащего определенную массу атома.

Задача: Рассчитать массу магнитного железняка ($\text{Fe}_3 \text{O}_4$), содержащего 50 г атомов железа.

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать кратко условие задачи.	Дано: $m (\text{Fe}) = 50 \text{ г}$ ----- $m (\text{Fe}_3 \text{O}_4) - ?$
2.	Вычислить относительную молекулярную массу $\text{Fe}_3 \text{O}_4$.	$M_r (\text{Fe}_3 \text{O}_4) = 56 \cdot 3 + 16 \cdot 4 = 232$
3.	Записать в общем виде формулу для нахождения массовой доли элемента	$\omega (\text{эл-та}) = \frac{A_r \cdot n}{M_r} \cdot 100\%$
4	Вычислить массовую долю железа, подставив значения в формулу	$\omega (\text{Fe}) = \frac{56 \cdot 3}{232} \cdot 100\% = 72\% \text{ или } 0,72$
5.	Вычислить массу магнитного железняка	$m (\text{Fe}_3 \text{O}_4) = \frac{m (\text{Fe})}{\omega (\text{Fe})}$ $m (\text{Fe}_3 \text{O}_4) = \frac{50}{0,72} = 69,4 \text{ г}$
7.	Записать ответ	Ответ: масса магнитного железняка 69,4 г

Задания для самоконтроля.

№8. Алгоритм вычисления массовой доли растворенного вещества.

В 475 г воды растворили 25 г поваренной соли. Вычислить массовую долю поваренной соли в полученном растворе.

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1	Записать краткое условие задачи	Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 475 \text{ г}$ $m(\text{NaCl}) = 25 \text{ г}$ Найти: $w(\text{NaCl})$ -?
2	Записать формулу для нахождения массовой доли	$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$
3	Найти массу раствора	$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{NaCl})$ $m(\text{р-ра}) = 475 + 25 = 500 \text{ г}$
4	Вычислить массовую долю растворенного вещества, подставив значения в формулу.	$\omega(\text{NaCl}) = \frac{25}{500} \cdot 100\% = 5\%$
5	Записать ответ	Ответ: массовая доля поваренной соли в растворе составляет 5 %.

№ 9. Алгоритм вычисления массы растворенного вещества по известной массе раствора и массовой доли растворенного вещества.

Задача: Вычислить массу соли, содержащейся в 150 г раствора с массовой долей соли 15%.

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать кратко условие задачи	Дано: $m(\text{р-ра}) = 150 \text{ г}$ $\omega(\text{соли}) = 15\%$ $m(\text{соли})$ - ?
2.	Записать формулу для нахождения массовой доли растворенного вещества. Вывести формулу для нахождения массы растворенного вещества.	$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$ $m(\text{в-ва}) = \frac{\omega \cdot m(\text{р-ра})}{100\%}$
3.	Вычислить массу растворенного вещества, поставив значения в формулу.	$m(\text{в-ва}) = \frac{15 \cdot 150}{100} = 22,5 \text{ г}$
4.	Записать ответ	Ответ: масса соли в растворе 22,5 г.

№10. Алгоритм вычисления объема растворителя и массы растворенного вещества по известному объему раствора и массовой доли растворенного вещества.

Задача: Какой объем воды и какая масса гидроксида калия потребуется для приготовления 500 мл 28%-ного его раствора (плотность 1,263 г/мл)

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать кратко условие задачи	Дано: $V(\text{KOH}) = 500 \text{ мл}$ $\omega(\text{KOH}) = 28\%$ $\rho(\text{KOH}) = 1,263 \text{ г/мл}$ <hr/> $m(\text{KOH}) - ?$ $V(\text{H}_2\text{O}) - ?$
2	Записать формулу для нахождения плотности Вывести формулу для нахождения массы раствора.	$m(\text{р-ра})$ $\rho = \frac{m(\text{р-ра})}{V(\text{р-ра})}$ $m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V(\text{р-ра})$
3.	Вычислить массу раствора, поставив значения в формулу.	$m(\text{р-ра}) = 1,263 \cdot 500 = 631,5 \text{ г}$
4.	Записать формулу для нахождения массовой доли растворенного вещества. Вывести формулу для нахождения массы растворенного вещества.	$m(\text{в-ва})$ $\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$ $m(\text{KOH}) = \frac{\omega \cdot m(\text{р-ра})}{100\%}$
5	Вычислить массу растворенного вещества, поставив значения в формулу.	$m(\text{KOH}) = \frac{28 \cdot 631,5}{100\%} = 176,82 \text{ г}$
6.	Вычислить массу и объем воды	$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{KOH})$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 631,5 - 176,82 = 454,68 \text{ г}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{454,68 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 454,68 \text{ мл}$
7.	Записать ответ	Ответ: для приготовления 500 мл 28%-ного гидроксида калия потребуется 176,82 г KOH и 454,68 мл воды

Задания для самоконтроля.

№ 11. Алгоритм вычисления массовой доли газа по объемной растворимости.

Задача: В 1 л воды при 20⁰ и атмосферном давлении растворяется 450 л хлороводорода HCl. Плотность хлороводорода при этих условиях равна 1,52 г/мл. Рассчитать массовую долю хлороводорода в насыщенном растворе.

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать кратко условие задачи	Дано: $V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л}$ $V(\text{HCl}) = 450 \text{ л}$ $\rho(\text{HCl}) = 1,52 \text{ г/л}$ <hr/> $\omega(\text{HCl}) = ?$
2.	Вычислить массу воды и хлороводорода	$m(\text{HCl}) = \rho \cdot V(\text{HCl})$ $m(\text{HCl}) = 1,52 \text{ г/л} \cdot 450 \text{ л} = 684 \text{ г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1000 \text{ г}$
3.	Вычислить массу раствора	$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{HCl})$ $m(\text{р-ра}) = 1000 + 684 = 1684 \text{ г}$
4.	Записать формулу для нахождения массовой доли растворенного вещества.	$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$
3.	Вычислить массовую долю хлороводорода.	$\omega(\text{HCl}) = \frac{684}{1684} \cdot 100\% = 40,6\%$
4.	Записать ответ	Ответ: массовая доля хлороводорода 40,6 %

Задания для самоконтроля.

№ 12. Алгоритм решения задач на растворы.

Задача: Какую массу 40%-ного раствора соли следует добавить к 200 г 15%-ного раствора той же соли, чтобы получить 20%-ный раствор этой соли?

№/№	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать кратко условие задачи	Дано: ω_1 (соли) = 40 % m_2 (р-ра) = 200 г ω_2 (соли) = 15% ω_3 (соли) = 20% <hr/> m_1 (р-ра) -?
2	Записать формулу для нахождения массовой доли растворенного вещества. Вывести формулу для нахождения массы растворенного вещества.	$\omega = \frac{m \text{ (в-ва)}}{m \text{ (р-ра)}} \cdot 100\%$ $m \text{ (соли)} = \frac{\omega \cdot m \text{ (р-ра)}}{100\%}$
3.	Вычислить массу растворенного вещества (2) , поставив значения в формулу.	$m_2 \text{ (соли)} = \frac{200 \cdot 15\%}{100\%} = 30 \text{ г}$
4.	Принять массу раствора (1) за x и вычислить массу растворенного вещества (1), поставив значения в формулу.	$m_1 \text{ (соли)} = \frac{x \cdot 40\%}{100\%} = 0,4 x$
5	Вычислить массу раствора, образовавшегося после сливания двух растворов.	$m_3 \text{ (р-ра)} = m_1 \text{ (р-ра)} + m_2 \text{ (р-ра)}$ $m_3 \text{ (р-ра)} = x + 200$
6	Вычислить массу растворенного вещества (3)	$m_3 \text{ (соли)} = m_1 \text{ (соли)} + m_2 \text{ (соли)}$ $m_3 \text{ (соли)} = 0,4 x + 30$
7.	Составить и решить уравнение	$0,2 = \frac{0,4 x + 30}{x + 200}$ $40 + 0,2x = 0,4x + 30$ $x = 50$
8.	Записать ответ	Ответ: для получения 20%-ного раствора соли, необходимо взять 50г 40%-ного и 200 г 15%-ного растворов.

Задания для самоконтроля.

Раздел 2: Обобщенные планы

Такие планы представляют собой одну из форм теоретического обобщения и выполняют роль ориентировочной основы деятельности третьего типа. Использование обобщенных планов при организации самостоятельной работы с учебником, дополнительной литературой, с информацией, получаемой из сети Интернет, позволяет формировать у учащихся интеллектуальные операции анализа, синтеза, абстрагирования, обобщения.

№ 1. План характеристики химического элемента:

1. Химический знак.
2. Относительная атомная масса.
3. Валентность.
4. Распространенность элемента в природе.

Пример: Охарактеризуйте химический элемент алюминий.

1. Al
2. $A_r(\text{Al}) = 27$
3. III
4. четвертый по распространенности элемент земной коры.

№ 2. План характеристики простого вещества:

1. Химическая формула.
2. Относительная молекулярная масса.
3. Физические свойства.
4. Химические свойства.
5. Применение.
6. Способы получения в лаборатории и в промышленности.
7. Нахождение в природе.

Пример: Охарактеризуйте простое вещество- водород.

1. H_2
2. $M_r(\text{H}_2) = 2$.
3. Газ, без цвета и запаха, в 14,5 раз легче воздуха, плохо растворим в воде, хорошо растворим в некоторых металлах (Ni, Pd, Pt), $t_{\text{пл}} = -259,1^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип}} = -252,6^{\circ}\text{C}$.
4. Химические свойства:
 - взаимодействует с простыми веществами:
 - а) с активными металлами: $\text{H}_2 + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaH}$;
 - б) с неметаллами: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$.
 - взаимодействует со сложными веществами:
 - а) $\text{Cu} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

5. Применяется для промышленного синтеза аммиака, хлороводорода; для получения металлов; для сварки и резки металлов водородно-кислородным пламенем; для переработки нефти; в пищевой промышленности для получения твердых жиров.

6. Способы получения:

- в лаборатории: взаимодействия металлов с кислотами: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$
- в промышленности:

а) конверсия метана при 900^0 C : $CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3 H_2\uparrow$

б) конверсия кокса при 1000^0 C : $C + H_2O \rightarrow CO + H_2\uparrow$

7. Водород входит в состав воды, метана, угля, нефти, а также во все животные и растительные организмы. В свободном состоянии встречается крайне редко.

Раздел 3: Химический диктант

В разделе представлены различные виды диктантов по химии. Они могут быть использованы на различных этапах урока. Расход учебного времени от 3 до 15 мин. Тренировочные диктанты важны для усвоения химической терминологии, они активизируют мыслительную деятельность, способствуют обогащению терминологической речи учащихся.

Виды диктантов по химии:

1. химический диктант по основным понятиям;
2. химический диктант по химическим знакам;
3. химический диктант по формулам.

1. Химический диктант по основным понятиям

Тема: Первоначальные химические понятия.

Химия, вещество, физическое тело, агрегатное состояние, чистые вещества, смеси, гомогенные смеси, гетерогенные смеси, фильтрование, выпаривание, отстаивание, физические явления, химические явления, атом, химический элемент, молекула, химическая формула, простые вещества, сложные вещества, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, массовая доля химического элемента, реакции соединения, реакции замещения, реакции обмена, реакции разложения.

Тема: Кислород. Оксиды. Валентность.

Катализаторы, катализ, оксиды, окисление, валентность, горение, температура воспламенения, температура вспышки, самовозгорание, легковоспламеняющиеся жидкости, медленное окисление.

Тема: Водород. Кислоты. Соли.

Окислительно-восстановительные реакции, кислоты, индикаторы, соли, кристаллогидраты, кислотные оксиды.

Тема: Вода. Растворы. Основания.

Гигроскопичные вещества, минеральная вода, дистилляция, растворы, разбавленные растворы, концентрированные растворы, растворитель, растворимость, насыщенные растворы, концентрация, массовая доля растворенного вещества, электролиз, основания.

Тема: Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений.

Кислотные и основные оксиды, несолеобразующие оксиды, солеобразующие оксиды, реакция нейтрализации, генетическая связь.

Тема: Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева.

Амфотерные оксиды и гидроксиды, период, группа, Периодический закон, щелочные металлы, галогены, благородные газы, халькогены.

Тема: Строение атома. Современная формулировка Периодического закона.

Электрон, протон, нейтрон, химический элемент, изотопы, ядерные реакции, радиоактивность, деление ядер, ядерный синтез, атомная орбиталь, ион, катион, анион, электроотрицательность.

Тема: Химическая связь.

Химическая связь, ковалентная связь, донор, акцептор, одинарная связь, двойная связь, тройная связь, полярная и неполярная связь, длина связи, направленность, кратность связи, ионная связь, металлическая связь, степень окисления.

Тема: Газы, жидкости и твердые вещества.

Аморфные вещества, кристаллическая решетка; атомная, ионная, молекулярная и металлическая кристаллическая решетка; полиморфизм, текучесть, вязкость, плазма.

- 2. Химический диктант по знакам:** (S, O, H, Br, J, As, N, Cl, F, B, P, Si, C, Li, Na, Ca, Ba, Al, Zn, Cu, Ag, Au, Hg, Mg, Sn, Pb, K, Fe, Mn, Cr).
- 3. Химический диктант по формулам оксидов, бинарных соединений, кислот, солей, оснований.**

Раздел 4: Проверочные работы

Проверочные работы предназначены для текущего контроля за качеством знаний учащихся и умением их применять. Эти работы рассчитаны на 15-20 мин, они охватывают содержание конкретных вопросов темы. С помощью заданий проверочных работ выясняется, насколько ученик владеет основными химическими понятиями, умеет решать расчетные и качественные задачи, проводить наблюдения в химических опытах и делать на этой основе выводы.

тема: Первоначальные химические понятия.

По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

знания:

- сущности химических реакций;
- признаков химических реакций;
- классификации веществ;
- классификации химических реакций;
- взаимосвязи явлений в природе.

умения:

- расставлять коэффициенты в уравнениях химических реакций;
- определять тип химической реакции;
- находить массовую долю элемента в соединении;
- находить массу атомов по определенной массе вещества.

Проверочная работа № 1

Вариант 1

1. Из приведенного перечня физических тел (предметов) и веществ выпишите лишь названия веществ: кирпич, поваренная соль, мел, железная кнопка, вода, сахар, проволока, свеча, химический стакан, стеклянная воронка, цинк.
2. В химической посуде без этикеток находятся: медь, алюминий, мрамор, уксусная кислота, поваренная соль. По каким свойствам можно распознать эти вещества? Выпишите названия веществ и наиболее характерные для распознавания каждого из них признаки.

Проверочная работа № 2

Вариант 1

1. Составьте план разделения смеси, состоящей из соли и речного песка.
2. Приведите два примера смесей, при разделении которых фильтрование чистое вещество находится: а) на фильтре; б) в фильтрате.

Проверочная работа № 3

Вариант 1

1. Выпишите в два столбика явления а) химические, б) физические. Для химических явлений укажите их признаки: таяние льда, скисание молока, ковка железа, гашение соды уксусом.
2. Укажите, где об азоте говорится как об элементе, а где как о веществе: а) азот входит в состав воздуха, б) азот входит в состав азотной кислоты, в) азот не поддерживает горения, г) в состав минерального удобрения натриевой селитры входит 1 атом натрия, 1 атом азота и 3 атома кислорода.

Проверочная работа № 4

Вариант 1

1. Допишите приведенные ниже формулы, заменив многоточия подходящими по смыслу понятиями «химический элемент», «атом», «молекула»:
а) кислорода состоят из одного

- б) кислорода содержит два....;
- в) в состав ... воды входят.... двух...., одним из которых является кислород;
- г) кислорода входят в состав воздуха.
2. Выпишите из предложений, приведенных в задании № 1, названия: а) простого вещества; б) сложного вещества; в) смеси.

Проверочная работа № 5

Вариант 1.

Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций и определите тип реакции.

- а) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
- б) $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$
- в) $NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + O_2$
- г) $K_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow KCl + CaCO_3$
- д) $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$

Тема: Кислород. Оксиды. Валентность.

По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

знания:

- физических свойств кислорода;
- химических свойств кислорода;
- способов получения кислорода в промышленности и лаборатории;
- особенностей горения веществ на воздухе;
- способов собирания кислорода в лаборатории.

умения:

- расставлять коэффициенты в уравнениях химических реакций;
- составлять формулы бинарных соединений по валентности;
- объяснять явления с позиций атомно-молекулярного учения;
- пользоваться химическим языком;
- определять качественную и количественную информацию по формуле;
- по описанию явлений составлять уравнения известных химических реакций

Проверочная работа № 1

Вариант 1.

1. Составьте уравнения реакций, характеризующих химические свойства кислорода, по плану: 1) взаимодействия кислорода с неметаллами: а) серой, б) фосфором, в) водородом;
2) взаимодействия кислорода со сложными веществами - метаном (CH₄).
2. Назовите все полученные вещества в уравнениях химических реакций, записанных при выполнении первого задания.
3. На каких физических свойствах кислорода основаны способы сбора этого газа.

Проверочная работа № 2

Вариант 1

1. Определить валентность элементов в соединениях: **P₂O₃, PbO, NH₃, Cl₂O, Na₂S, Cu₂O.**
2. Написать формулы соединений, зная валентность элементов:
III I II II II I VI II II I VI II VII II
- PCl, ZnO, CaCl, SO, MgBr, CrO, IO
3. Написать формулы соединений следующих элементов: калия, алюминия, бария, цинка, водорода: а) с серой (II); б) с хлором(I).

Проверочная работа № 3

Вариант 1

1. Составьте таблицу, в одном столбце которой пересилите области применения кислорода, в другом - свойства, на которых основано это применение.
2. Какую реакцию называют окислением? Приведите пример.

Тема: Водород. Кислоты. Соли.

По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

1. знания:

- физических свойств водорода;
- химических свойств водорода;
- способов получения водорода в промышленности и лаборатории;
- формул 12 основных неорганических кислот;
- областей применения водорода.

2. умения:

- сопоставлять свойства кислорода и водорода;
- составлять формулы солей по известной валентности металлов и кислотных остатков;
- составлять уравнения реакций взаимодействия металлов с кислотами;
- пользоваться химическим языком;
- сравнивать кислоты и соли по составу;
- классифицировать вещества (оксиды, кислоты, соли).

Проверочная работа № 1

Вариант 1.

1. Допишите уравнения химических реакций, характеризующих химические свойства водорода:
 - а) + → H₂O
 - б) WO₃ + → W +
нагрев
2. Две колбы, заполненные водородом, поместили на разных чашках весов. Одну поставили дном вниз, другую укрепили дном вверх. Через некоторое время стрелка весов отклонилась в сторону одной из колб. Какой именно? Почему?

Проверочная работа № 2

Вариант 1.

1. Из предложенных формул выпишите формулы бескислородных кислот: FeO, N₂O₅, H₂S, Cu(OH)₂, H₂CO₃, KNO₃, HCl, MgJ₂, H₂O, HBr, CO₂, HNO₂. Назовите кислоты. Подчеркните кислотные остатки и укажите значение их валентности.
2. Закончите уравнения химических реакций:
 - а) Ca + Cl₂ → _____ ;
 - б) CuO + H₂ → _____
 - в) PbO + C → _____ ;
 - г) Fe₂O₃ + HNO₃ → _____
 Назовите типы химических реакций.

Проверочная работа № 3

Вариант 1.

1. Составьте формулы солей, которые можно получить при взаимодействии кислот и металлов, обозначенных в таблице:

кислоты	Металлы			Название солей
	K	Mg	Al	
HNO ₃				
H ₂ SO ₄				
H ₃ PO ₄				

2. Приведите примеры получения водорода: а) реакцией разложения; б) реакцией замещения. Составьте необходимые уравнения химических реакций.

Тема: Вода. Растворы. Основания.

По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

1. знания:

- Физических свойств воды;
- Химических свойств воды;
- Способов очистки воды;
- Зависимости процесса растворения от природы вещества;

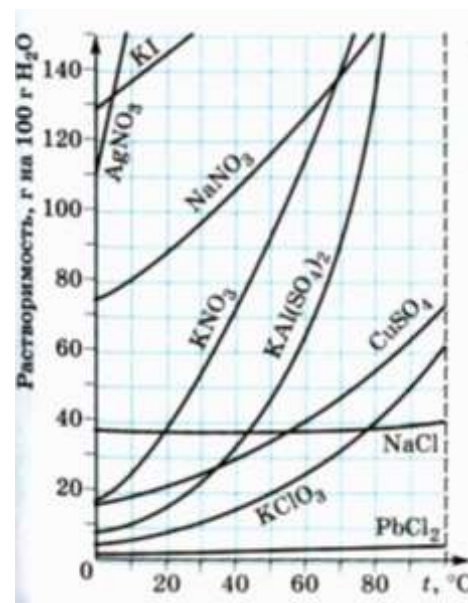
2. умения:

- составлять формулы оснований и давать им названия;
- составлять уравнения химических реакций характеризующих химические свойства воды;
- решать задачи, используя кривую растворимости некоторых веществ;
- находить массовую долю растворенного вещества;
- приготавливать раствор с заданной массовой долей растворенного вещества.

Проверочная работа № 1

Вариант 1

1. Используя кривую растворимости, сравните растворимость нитрата калия и нитрата серебра. Какая наибольшая масса этих солей может раствориться в 700 г воды при температуре 10⁰ С.
2. 180 г воды насыщают CuSO₄ при температуре 80⁰ С, затем охлаждают до 0⁰С. Рассчитать массу соли, выпавшей в осадок.



Вариант 2

1. Постройте график растворимости медного купороса (CuSO₄ · 5 H₂O) в воде по следующим данным:

Температура, С ⁰	Растворимость, г/л
0	150
10	170
20	190
30	240
40	290
50	340
60	390

2. Пользуясь составленным графиком, установите, какая наибольшая масса медного купороса может полностью раствориться в 1 л воды при t = 55⁰С.

Проверочная работа № 2

Вариант 1

1. Для школьной аптечки требуется 2%-ный раствор соды (гидрокарбоната натрия NaHCO₃). Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 250г такого раствора.
2. Из 700г раствора с массовой долей серной кислоты 50% выпарили 100г воды. Вычислите массовую долю (в процентах) серной кислоты в оставшемся растворе.
3. Какой объем воды и какая масса гидроксида калия потребуется для приготовления 300 мл 13%-ного раствора (плотность 1,189 г/мл)?

Проверочная работа № 3

Вариант 1

1. С какими из оксидов: CuO , K_2O , Fe_2O_3 , SO_3 , BaO , SiO_2 , ZnO , Li_2O – вступает в реакцию вода? Напишите уравнения реакций.
2. Вычислите массу воды, которую нужно добавить к 200г глюкозы для приготовления раствора с массовой долей глюкозы 12%.

Тема: Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений.
По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

1. знания:

- основных способов получения оксидов, кислот, солей и оснований;
- химических свойств важнейших классов неорганических соединений;
- условий протекания реакций обмена в водных растворах;
- классификации неорганических веществ.

2. умения:

- характеризовать химические свойства веществ важнейших классов неорганических соединений;
- составлять уравнения химических реакций;
- практически осуществлять цепочки превращения;
- классифицировать вещества;
- сравнивать состав и свойства веществ различных классов неорганических соединений.

Проверочная работа № 1

Вариант 1

1. Даны формулы веществ: CuCl_2 , CuO , HCl , KOH , K_2O , P_2O_5 , H_3PO_4 , SiO_2 , BaO , H_2CO_3 , CO_2 . Выпишите отдельно формулы основных и кислотных оксидов. Назовите по два каждой группы.
2. Вставьте в схемы химических реакций недостающие формулы веществ.
 - 1) $\dots + \dots \rightarrow \text{MgO}$
 - 2) $\dots + \dots \rightarrow \text{ZnO}$
 - 3) $\dots + \dots \rightarrow \text{NO}$
 - 4) $\dots + \dots \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$

Проверочная работа № 3

Вариант 1.

1. Закончите уравнения химических реакций, схемы которых приведены ниже:
 - а) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - б) $\text{KOH} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
 - в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 - г) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - д) $\text{Ca} + \text{P} \rightarrow$
2. В двух пробирках налиты растворы: в одной – кислота, в другой – щелочь. Как определить, в какой из пробирок находится каждый раствор? Предложите как можно больше способов их распознавания.

Проверочная работа № 2

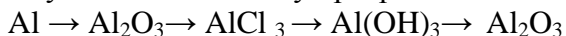
Вариант 1

Осуществить цепочку превращения:

фосфор \rightarrow оксид фосфора (V) \rightarrow ортофосфорная кислота \rightarrow ортофосфат кальция

Вариант 2

Осуществить цепочку превращения:



Тема: Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева.

По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

1. знания:

- общих признаков классификации химических элементов;
- определение периода, группы;

2. умения:

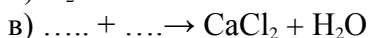
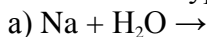
- характеризовать химический элемент по его положению в ПСХЭ Д.И. Менделеева;
- приводить примеры периодического изменения свойств химических элементов и их соединений;
- экспериментально доказать амфотерность предложенного гидроксида.

Проверочная работа № 1

Вариант 1

1. Расположите: а) в порядке ослабления металлических свойств химические элементы Na, Li, Cu, Rb, K; б) в порядке усиления неметаллических свойств химические элементы Si, Al, Cl, P, S.

2. Закончите уравнения химических реакций, схемы которых приведены ниже:



Тема: Строение атома. Современная формулировка периодического закона.

По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

1. знания:

- состава атомного ядра;
- периодичности изменения свойств элементов в зависимости от числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов элементов первых четырех периодов (включая кальций);

2. умения:

- определять заряд атома химического элемента по периодической системе;
- находить число протонов, нейтронов и электронов в атоме указанного элемента;
- объяснять периодическое изменение свойств химических элементов в связи с электронным строением атомов;
- составлять электронную конфигурацию атома.

Проверочная работа № 1

Вариант 1

1. Даны химические элементы с порядковыми номерами 11, 14, 17. Какой из них образует простое вещество — металл?

2. Выпишите в строчку знаки химических элементов с порядковыми номерами 2—7.

Подчеркните наиболее ярко выраженный неметалл. Составьте формулы типичных соединений для химических элементов с порядковыми номерами 3, 4 и 7. Отметьте характер их оксидов (основный, амфотерный или кислотный).

3. Назовите химический элемент, который образует водородное соединение типа H_2R и

находится в 3-м периоде периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Укажите его порядковый номер. Составьте формулу его высшего оксида, отметьте характер его водного раствора.

Тема: Химическая связь

По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

1. знания:

- видов химической связи;
- способов образования ковалентной связи;
- свойств ковалентной связи;
- основных отличий ионной связи от ковалентной.

2. умения:

- строить умозаключения о природе химической связи на основании анализа состава вещества;
- определять вид химической связи;
- составлять электронные схемы образования ковалентных соединений;
- предсказывать тип кристаллической решетки на основе физических свойств вещества;
- определять степень окисления элементов в соединениях;
- изображать структурные формулы молекул.

Проверочная работа № 1

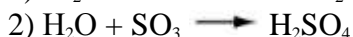
Вариант 1

1. Пользуясь знаниями о химической связи, решите, какие из веществ, формулы которых CO_2 , N_2 , NH_3 , H_2O , AlI_3 , Al_2O_3 , являются: а) газами; б) жидкостями; в) твердыми веществами.
2. Запишите формулу хлорида кальция. Определите вид химической связи. Составьте схему ее образования.

Проверочная работа № 2

Вариант 1

1. Приведите по два примера уравнений химических реакций: а) соединения; б) разложения, одна из которых является окислительно-восстановительной реакцией, другая происходит без изменения степени окисления атомов химических элементов.
2. Какие химические реакции из тех, схемы которых приведены ниже, следует отнести к окислительно-восстановительным?



Ответ объясните.

Раздел 5: Тестовый контроль

Тесты способствуют развитию умений решать химические задачи, анализировать, обобщать и систематизировать полученные сведения. При работе с тестами формируется химическое логическое мышление. В данном разделе представлены тестовые задания по некоторым темам курса химии 8 класса.

Тема: Первоначальные химические понятия

Инструкция по выполнению теста: к каждому заданию А-1- А-6 дано несколько ответов, из которых только один верный. Выбери верный, по твоему мнению, ответ. В бланке ответов под номером задания поставьте крестик (X) в клеточке, номер которой соответствует номеру выбранного тобою ответа. В заданиях А-7 и А-8 необходимо произвести расчеты.

I вариант

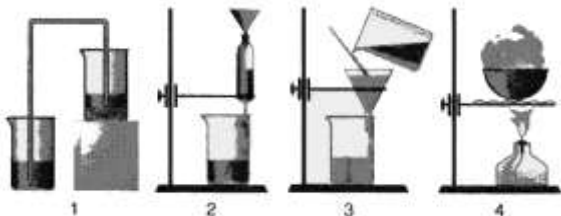
А-1. Название химического элемента Cu

- а) силиций;
- б) медь;
- в) железо;
- г) кобальт.

А-2. Фильтрованием можно разделить смесь

- а) бензин - вода;
- б) речной песок - вода;
- в) песок – древесные опилки;
- г) растительное масло - вода.

А-3. Разделение смеси жидкость- жидкость представлено на рисунке



- а) № 1;
- б) № 2;
- в) № 3;
- г) № 4.

А-4. В каком выражении речь идет о простом веществе, а не химическом элементе кислороде

- а) кислород входит в состав воды;
- б) кислород входит в состав земной атмосферы;
- в) кислород входит в состав оксидов.

А-5. Массовая доля (%) углерода в карбонате кальция CaCO_3 равна

- а) 12;
- б) 40;
- в) 48;
- г) 100.

А-6. Признак физического явления

- а) изменение агрегатного состояния;
- б) выделение газа;
- в) изменение окраски;
- г) выделение осадка.

А-7. У каких веществ больше относительная молекулярная масса (Mr)

а) FeSO_4 б) BaCO_3

А-8. Вычислите массовую долю натрия в представленных солях и расположите их в порядке возрастания.

а) NaCl ; б) Na_2CO_3 ; в) Na_2S .

Тема: Строение атома. Современная формулировка Периодического закона.

Инструкция по выполнению теста: к каждому заданию (№1 - № 8) дано несколько ответов, из которых только один верный. Выбери верный, по твоему мнению, ответ. В бланке ответов под номером задания поставьте крестик (X) в клеточке, номер которой соответствует номеру выбранного тобою ответа. В заданиях №9 и № 10 установи соответствие между элементами правого и левого столбца таблицы.

Вариант I

1. В ряду $\text{Si} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Cl}$ неметаллические свойства

- 1) усиливаются
- 2) ослабевают
- 3) не изменяются
- 4) изменяются периодически

2. В ряду $\text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ba}$ металлические свойства

- 1) усиливаются
- 2) ослабевают
- 3) не изменяются
- 4) изменяются периодически

3. В ряду оксидов $\text{MgO} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{SrO} \rightarrow \text{BaO}$ основные свойства

- 1) усиливаются
- 2) ослабевают
- 3) не изменяются
- 4) сначала усиливаются, затем ослабевают

4. В ряду $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HClO}_4$ кислотные свойства

5. Наиболее ярко выражены неметаллические свойства у простого вещества, образованного атомами, которые имеют строение электронной оболочки

- 1) 2, 8, 4
- 2) 2, 8, 5
- 3) 2, 8, 6
- 4) 2, 8, 7

6. Наиболее ярко выражены неметаллические свойства у простого вещества, образованного атомами, которые имеют строение электронной оболочки

- 1) 2, 7
- 2) 2, 8, 7
- 3) 2, 8, 8, 7
- 4) 2, 8, 6

7. Усиление металлических свойств элементов, расположенных в А-группах периодической системы, с увеличением порядкового номера обусловлено

- 1) увеличением атомной массы элемента
- 2) увеличением общего числа электронов
- 3) увеличением атомного радиуса элемента
- 4) увеличением номера периода

8. Формула летучего водородного соединения химического элемента H_3R . Группа химических элементов периодической системы Д. И. Менделеева, к которой принадлежит этот элемент

- 1) III
- 2) V

3) VII

4) IV

9. Установите соответствие между массовым числом химического элемента и числом нейтронов в ядре атома этого элемента.

1) 56

2) 19

3) 31

4) 24

A. 10

Б. 16

В. 30

Г. 14

Д. 12

1	2	3	4

10. Установите соответствие между ионом и его электронным строением.

1) Cl^-

A. $(+7)$))
2 8

2) N^{3-}

Б. $(+16)$)))
2 8 8

3) Al^{3+}

В. $(+17)$)))
2 8 8

4) S^{2-}

Г. $(+13)$))
2 8

1	2	3	4

Раздел 6: Задачи для самостоятельного решения.

Умение решать задачи – важная часть химического образования. Без решения задач постижение химии не может быть полным. Насыщенность школьной программы по химии теоретическими вопросами зачастую не позволяет уделять много времени навыкам решения задач во время основного урока. Решение задач требует не только умения свободно владеть теоретическим материалом, но также умения логически мыслить.

В данном разделе представлены задачи на растворы и экспериментальные задачи. Для их решения требуется не только прочное усвоение пройденных тем, но и творческое применение приобретенных знаний.

Задачи на растворы:

1. В 21г воды растворили 4г нитрита калия. Определите массовую долю (в процентах) соли в растворе.

- В воде растворяются: а) AlPO_4 ; б) NaOH ; в) AgNO_3 ; г) CuS .

2. Вычислите массовую долю (в процентах) хлороводорода в растворе кислоты, содержащем 14,6г HCl и 385,4г воды.

- В воде не растворяются: а) ZnCl_2 ; б) HgS ; в) Cu(OH)_2 ; г) HNO_3 .

3. В 150г воды растворили 20г хлорида натрия. Вычислите массовую долю (в процентах) соли в растворе.

- В воде не растворяются: а) NaCl ; б) ZnS ; в) Ba(OH)_2 ; г) H_2SiO_3

4. Массовая доля солей в морской воде достигает 3,5%. Морскую воду массой 150г выпарили досуха. Вычислите массу остатка.

- В воде не растворяются: а) AgCl ; б) LiNO_3 ; в) FeSO_4 ; г) Pb(OH)_2 .

5. Двухдневное вымачивание семян свеклы в растворе бромиды калия с массовой долей KBr 0,3% значительно повышает урожайность свеклы. Вычислите массы KBr и воды, необходимые для приготовления 300г такого раствора.

- В воде не растворяются: а) $\text{Cu(NO}_3)_2$; б) AgCl ; в) BaSiO_3 ; г) K_2S .

6. Вычислите массу воды, которую нужно добавить к 250г глюкозы для приготовления раствора с массовой долей глюкозы 10%

- С повышением температуры растворимость твердого вещества, как правило:
а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется.

7. Вычислите массы воды и сахара, необходимые для приготовления 500г сиропа с массовой долей сахара 40%

- Растворимость газообразного вещества с повышением температуры:
а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется.

8. При ожогах электрическим током накладывают повязку, смоченную 1%-ным раствором перманганата калия. Вычислите массы воды и соли, необходимые для приготовления 200г такого раствора.

- В контакте с кристаллами растворенного вещества находится раствор:
а) ненасыщенный; б) насыщенный; в) концентрированный.

9. Желудочный сок представляет собой соляную кислоту, массовая доля хлороводорода в которой составляет 3%. Определите массу хлороводорода, содержащегося в 200г желудочного сока.

- Растворимость газа с повышением давления:

а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется.

10. Соление огурцов производят 8%-ным раствором хлорида натрия (поваренной соли). Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 1кг такого раствора.

11. В качестве дезинфицирующего средства применяют 3%-ный раствор борной кислоты H_3BO_3 . Вычислите массы H_3BO_3 и воды, необходимые для приготовления 250г такого раствора.

12. Для подкормки комнатных растений используют 2%-ный раствор нитрата натрия. Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 400г такого раствора.

13. При некоторых заболеваниях в кровь вводят 0,9%-ный раствор хлорида натрия (физиологический раствор). Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 500г такого раствора.

14. Для опрыскивания смородины применяют 10%-ный раствор карбоната натрия. Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 700г такого раствора.

15. Для опрыскивания свеклы против жука-долгоносика применяют 4%-ный раствор хлорида бария. Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 500г такого раствора.

16. Для борьбы с вредителями сельскохозяйственных культур приготовили раствор из 8г сульфата меди (II) и 492г воды. Вычислите массовую долю (в процентах) соли в приготовленном растворе.

18. Для уничтожения мхов и лишайников на плодовых деревьях приготовили раствор из 20г сульфата железа (II) и 480г воды. Вычислите массовую долю (в процентах) соли в полученном растворе.

19. Ржавые пятна на стенах и потолке удаляют перед побелкой раствором сульфата меди (II), который готовят растворением соли в горячей воде из расчета 70г соли на 1л воды. Вычислите массовую долю (в процентах) соли в этом растворе.

20. К 200г раствора с массовой долей нитрата натрия 8% добавили 50г воды. Вычислите массовую долю нитрата натрия (в процентах) в полученном растворе.

21. К 60г 20%-ного раствора соды добавили 20г воды. Вычислите массовую долю соды (в процентах) в полученном растворе.

22. При ожогах щелочами пораженный участок кожи промывают водой, а затем нейтрализуют 1%-ным раствором уксусной кислоты. Какую массу уксусной кислоты необходимо взять для приготовления 250г такого раствора?

23. Вычислите массу воды, в которой нужно растворить 30г глюкозы для приготовления раствора с массовой долей глюкозы 15%.

24. Какую массу 50%-ного раствора соли следует добавить к 150 г 20-ного раствора той же соли, чтобы получить 25%- ный раствор этой соли?

25. К 50 мл 98%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,8 г/мл) добавили 430 мл 10 %-ного раствора той же кислоты (плотность 1,1 г/мл). Определите массовую долю кислоты в новом растворе.

26. Какую массу соли следует добавить к 180 г ее 15%-ного раствора, чтобы получить раствор с массовой долей соли 40%?

Экспериментальные задачи.

Представленные примеры экспериментальных задач направлены на овладение учащимися знаниями о составе, свойствах и строении веществ. Данные задачи относятся к качественному анализу веществ, их экспериментальное решение не требует сложного оборудования и большого количества реактивов. Представлены также задачи на получение веществ различных классов неорганических соединений.

Задача 1. В двух склянках без этикеток находятся порошки: в одной — оксид кальция, в другой — оксид меди(II). Как различить эти вещества, не проводя химических опытов? Как химическими опытами подтвердить наличие в склянках именно этих веществ?

Задача 2. Очистите химическим способом железный гвоздь от ржавчины, считая, что в состав ржавчины входят оксид железа(III) и гидроксид железа(III).

Задача 3. Разделите выданную вам смесь железных и древесных опилок, на основе их физических свойств. В качестве ответа представьте рисунок с обозначениями.

Задача 4. После практической работы остался розовый раствор. Лаборант предполагает, что это раствор лакмуса в кислой среде. Проведите несколько опытов для проверки этого предположения. Мотивированный ответ и результаты опытов запишите в произвольной форме.

Задача 5. Из имеющихся на столе реактивов получите несколькими способами сульфат меди(II).

Задача 6. Получите опытным путем из хлорида железа(III) оксид железа(III).

Раздел 7. Контрольные работы

Контрольная работа № 1 «Первоначальные понятия по химии».

По итогам изучения данной темы ты должен продемонстрировать:

Цель: Выявить:

1. уровень освоения учащимися:

- **понятий:** «химия», «смесь», «атом», «молекула», «химический элемент», «реакция соединения», «реакция разложения», «реакции замещения», «реакции обмена»;
- **явлений:** физическое, химическое.

2. уровень овладения умениями:

- вычислять относительную молекулярную массу;
- вычислять массовую долю химического элемента по формуле соединения;
- вычислять массу атомов определенного элемента по массе исходного вещества;
- расставлять коэффициенты в схемах реакций;
- определять тип химической реакции.

Контрольная работа рассчитана на 40 минут. Она состоит из 10 заданий, среди которых первых 4 задания предполагает выбор одного правильного ответа из 4-х. В пятом в задании вариантов ответов может быть несколько. В шестом задании вместо точек нужно вставить выражения (химический элемент, простое вещество, сложное вещество, смесь). Каждое правильно выполненное задание (№ 1-5) оценивается в 1 балл. Каждое правильно выполненное задание № 6-9 оценивается в 2 балла, № 10 –оценивается в 3 балла.

Таким образом, максимальное число баллов за правильно выполненную работу равно 16.

14-16 баллов – «отлично»

11-13 баллов - «хорошо»

7-10 баллов – «удовлетворительно»

Вариант 1

Инструкция по выполнению работы: к каждому заданию (№1 - № 5) дано несколько ответов, из которых только один верный. Выбери верный, по твоему мнению, ответ. В бланке ответов под номером задания поставьте крестик (X) в клеточке, номер которой соответствует номеру выбранного тобою ответа. В задании №6 вставь пропущенные слова; №7 –запиши формулы соединений, вычисли молекулярную массу каждого и поставь между ними знак $<$, $>$ или $=$; № 9 в схемах предложенных реакций расставь коэффициенты и определи тип реакции; № 10 – реши задачу. **Желаем успеха!**

1. Химия – наука о

- а) строении, составе и свойствах веществ
- б) физических свойствах веществ и их пространственном строении
- в) веществах, их превращениях, строении и свойствах
- г) химических элементах, атомах и молекулах.

2. Смесь

- а) ювелирное серебро
- б) магний
- в) водород
- г) алюминий

3. Химический элемент

- а) то, что и простое вещество
- б) наименьшая химически неделимая частица
- в) то из чего состоит вещество
- г) вид атомов

4. К физическим явлениям относятся:

- а) гниение листьев

- б) таяние льда
 - в) прокисание молока
 - г) обугливание лучины
5. О простом веществе, а не химическом элементе идет речь в выражениях:
- а) железо способно притягиваться магнитом
 - б) железо входит в состав молекулы гемоглобина
 - в) гвозди делают из железа
 - г) железо входит в состав многих поливитаминов.
6. Вместо точек вставьте необходимые выражения (химический элемент, простое вещество, сложное вещество, смесь):
- а) оксид меди -, так как состоит из разных меди и кислорода
 - б) при разложении воды образовалось два водород и кислород
7. У какого из веществ относительно молекулярная масса больше
- а) кальцинированная сода
 - б) магнитный железняк
8. Что обозначает формула KHSO_4 ?
9. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций и определите тип реакции
- а) $\text{NaOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\uparrow$
 - г) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
10. Рассчитайте массу атомов мышьяка в AsH_3 (арсин) массой 38 г.

Контрольная работа № 2 «Кислород. Водород»

Цель: Выявить:

1. уровень освоения учащимися:

- **понятий:** «оксиды», «валентность», «окисление», «восстановление», «кислоты», «соли».

2. уровень овладения умениями:

- вычислять относительную молекулярную массу;
- составлять формулы бинарных соединений по валентности;
- составлять уравнения реакций получения водорода и кислорода в лаборатории и в промышленности;
- составлять уравнения реакций восстановления металлов из их оксидов;
- составлять уравнения реакций окисления простых и сложных веществ;
- вычислять массовую долю химического элемента по формуле соединения;
- вычислять массу исходного вещества по массе атомов определенного элемента;
- расставлять коэффициенты в схемах реакций;

Контрольная работа рассчитана на 40 минут. Она состоит из 10 заданий, среди которых первых 3 задания предполагает выбор одного правильного ответа из 4-х. В четвертом и пятом заданиях необходимо составить уравнения химических реакций. В шестом задании составить формулы предложенных соединений. Каждое правильно выполненное задание (№ 1-3) оценивается в 1 балл. Каждое правильно выполненное задание № 4-5 оценивается в 2 балла, № 6–7 - оценивается в 3 балла.

Таким образом, максимальное число баллов за правильно выполненную работу равно 13.
12-13 баллов – «отлично»
10-11 баллов - «хорошо»
7-9 баллов – «удовлетворительно»

Вариант 1

Инструкция по выполнению работы: к каждому заданию (№1 - № 3) дано несколько ответов, из которых только один верный. Выбери верный, по твоему мнению, ответ. В бланке ответов под номером задания поставьте крестик (X) в клеточке, номер которой соответствует номеру выбранного тобою ответа. В задании №4 и № 5 составь уравнения химических реакций; №6 – составь формулу соединений и вычисли массовую долю каждого элемента в одном соединении по твоему усмотрению; № 7– реши задачу. **Желаем успеха!**

1. Формула силиката натрия:

- а) NaNO_3 в) Na_2SO_4
б) Na_2SiO_3 г) Na_2SO_3

2. Индексы **х** и **у** в формуле $\text{Ca}_x(\text{CO}_3)_y$

- а) 2 и 3 в) 1 и 2
б) 1 и 1 г) 3 и 2

3. Бескислородной является:

- а) соляная кислота в) угольная кислота
б) кремневая кислота г) азотистая кислота.

4. Составьте два уравнения реакций получения водорода известными вам способами.

5. Выразить химическими уравнениями процессы восстановления водородом:

- а) ртути из оксида ртути (2);
б) марганца из оксида марганца(4).

6. Составьте формулы следующих веществ: нитрида натрия, оксида фосфора (III), сульфата меди (II), карбоната лития, иодида железа (III). Вычислить массовую долю каждого элемента в одном из предложенных соединений.

7. Найдите массу сульфата алюминия, содержащего 20 г атомов кислорода.

Контрольная работа № 3 «Классы неорганических соединений»

Цель: Выявить:

1. уровень освоения учащимися:

- **понятий:** «оксиды», «кислоты», «соли», «основания».

2. уровень овладения умениями:

- устанавливать связи между химической формулой вещества и классом неорганических соединений;
- устанавливать связи между исходными веществами и продуктами химических реакций;
- вычислять массовую долю вещества в растворе;
- вычислять массу растворенного вещества;
- составлять уравнения химических реакций по предложенной схеме;

Контрольная работа рассчитана на 40 минут. Она состоит из 14 заданий, среди которых 7 заданий типа «А», четыре задания типа «В» и три задания типа «С». Задание «А» предполагает выбор одного правильного ответа из 4-х. При решении заданий части «В» нужно установить соответствие между элементами правого и левого столбца таблицы. Каждое правильно выполненное задание части «А» оценивается в 1 балл. Каждое правильно выполненное задание части «В» оценивается в 2 балла, если все четыре соответствия установлены верно. Если учащийся, верно, определил три соответствия, то такое выполнение оценивается в 1 балл. Задания части «С» оцениваются в 3 балла.

Таким образом, максимальное число баллов за правильно выполненную работу равно 24.

21-24 баллов – «отлично»

20-17 баллов - «хорошо»

16-12 баллов – «удовлетворительно»

Вариант I. Инструкция по выполнению работы: к каждому заданию части «А» дано несколько ответов, из которых только один верный. Выбери верный, по твоему мнению, ответ. В бланке ответов под номером задания поставьте крестик (X) в клеточке, номер которой соответствует номеру выбранного тобою ответа. В заданиях В-2 и В-3 установи соответствие между элементами правого и левого столбца таблицы; В-4 вставь недостающие формулы веществ в схемы химических реакций и расставь коэффициенты. С-1 напиши уравнения соответствующих реакций и укажи их тип; С-2 – реши задачу; С-3 осуществи цепочку превращения и укажи вещество «Х».

А-1. Формулы только кислот приведены в ряду

- 1) HCl , NaCl , HNO_3
- 2) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 4) Na_2O , NaNO_3 , HNO_3

А-2. Формулы только щелочей приведены в ряду

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2) NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3) KOH , NaOH , LiOH
- 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, NaOH

А-3. Оксид, который реагирует с гидроксидом натрия, образуя соль,— это

- 1) Fe_2O_3
- 2) K_2O
- 3) SO_3
- 4) BaO

А-4. Взаимодействие оксида с водой относится к реакциям

- 1) соединения
- 2) обмена
- 3) разложения

4) замещения

А-5. Взаимодействие гидроксида меди(II) с азотной кислотой относится к реакциям

- 1) соединения
- 2) разложения
- 3) замещения
- 4) обмена

А-6. Индикатор фенолфталеин в щелочной среде становится

- 1) бесцветным
- 2) малиновым
- 3) красным
- 4) желтым

А-7. Свойство, которое является общим для нерастворимых оснований и щелочей,— это

- 1) взаимодействие с кислотными оксидами
- 2) взаимодействие с кислотами
- 3) взаимодействие с солями
- 4) разложение

В-1. Выпишите формулы только основных оксидов:

FeO , K_2O , CO_2 , MgO , CrO , CrO_3 , SO_2 , P_2O_5

В-2. Установите соответствие между химической формулой вещества и классом неорганических соединений, к которому оно принадлежит.

- | | |
|-----------------------------|----------------------------|
| 1) MgO | А. кислоты |
| 2) H_3PO_4 | Б. щелочи |
| 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$ | В. оксиды |
| 4) NaOH | Г. нерастворимые основания |

В-3. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами химических реакций.

- | | |
|---|--|
| 1) $\text{HgO} + \text{HNO}_3$ | А. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$ |
| 2) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$ | Б. $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 3) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | В. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 4) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4$ | Г. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ |

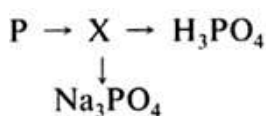
В-4. Вставьте в схемы химических реакций недостающие формулы веществ.

- 1) $\dots + \dots \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \dots + \dots$
- 3) $\dots + \dots \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \dots + \dots$

С-1. Даны вещества: соляная кислота, гидроксид кальция, вода, оксид фосфора(V), оксид магния. С какими из перечисленных веществ может взаимодействовать: а) гидроксид натрия; б) гидроксид железа(III)? Напишите уравнения соответствующих реакций. Укажите тип каждой реакции.

С-2. Какую массу 30%-ного раствора соли следует добавить к 100 г 20%-ного раствора той же соли, чтобы получить 15 %- ный раствор этой соли?

С-3. Составьте уравнения химических реакций, соответствующих схеме



Итоговая диагностика за 8 класс

Цель: Выявить:

1. уровень освоения учащимися:

- **понятий:** «атом», «степень окисления», «химическая связь», «электроотрицательность».

2. уровень овладения умениями:

- определять степень окисления атомов в бинарных соединениях;
- характеризовать химический элемент по его положению в Периодической системе Д.И.Менделеева;
- определять заряд ядра по электронной формуле;
- располагать химические элементы в порядке возрастания (убывания) металлических (неметаллических) свойств;
- решать задачи на растворы;
- составлять уравнения химических реакций по предложенной схеме;

Вариант I

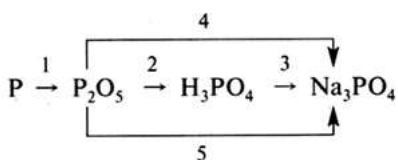
1. Назовите химический элемент, определите заряд ядра атомов этого элемента, зная распределение электронов в его атомах: а) 2, 5; б) 2, 8, 6; в) 2, 8, 8; г) 2, 8, 5. Какие из этих химических элементов имеют сходные свойства? Составьте формулы их оксидов, гидроксидов, летучих водородных соединений, если они их образуют.

2. Расположите: а) в порядке ослабления металлических свойств химические элементы Na, Li, Cu, Rb, K; б) в порядке усиления неметаллических свойств химические элементы Si, Al, Cl, P, S.

3. Определите по формулам степени окисления атомов в бинарных соединениях. Назовите вещества. Подчеркните наиболее электроотрицательный химический элемент: AlCl_3 , HF, NH_3 , CaBr_2 , NO_2 , IF_7 .

4. Какую массу 30%-ного раствора соли следует добавить к 180 г 10%-ного раствора той же соли, чтобы получить 15%-ный раствор этой соли?

5. Осуществить цепочку превращения:



Словарь основных понятий.

Агрегатные состояния вещества - состояния (фазы) одного и того же вещества (например, воды, железа, серы), переходы между которыми сопровождаются скачкообразным изменением ряда физических свойств (плотности и др.). Обычно рассматривают газообразное, жидкое и твердое агрегатные состояния (иногда еще плазменное). Существование у вещества нескольких агрегатных состояний обусловлено различиями в тепловом движении его молекул (атомов) и в их взаимодействии (Газ, Жидкость, Твердое тело, Плазма).

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

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

Амфотерность - способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания - по отношению к кислотам. Например, в присутствии кислот $\text{Al}(\text{OH})_3$ ведет себя как основание: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; в присутствии щелочей — как кислота $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Атом - мельчайшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Атом построен из субатомных частиц - протонов, нейтронов, электронов.

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

Валентность (от лат. *valentia* — сила) - способность атома химического элемента (или атомной группы) образовывать определенное число химических связей с другими атомами (или атомными группами).

Воздух - смесь газов, из которых состоит атмосфера Земли: азот (78,09% по объему), кислород (20,95%), благородные газы (0,94%), углекислый газ (0,03%); суммарная масса около 5,2.10¹⁵ т.. Плотность 1,2928 г/л, растворимость в воде 29,18 см³/л. Благодаря кислороду, содержащемуся в воздухе, он используется как химический агент в различных процессах: горение топлива, выплавка металлов из руд, промышленное получение многих химических веществ. Из воздуха выделяют кислород, азот, благородные газы.

Горение - химический процесс, при котором превращение вещества сопровождается интенсивным выделением энергии. Горение может начаться самопроизвольно в результате самовоспламенения либо быть инициированным зажиганием.

Жидкость - агрегатное состояние вещества, сочетающее в себе черты твердого состояния (сохранение объема, определенная прочность на разрыв) и газообразного (изменчивость формы).

Знаки химических элементов - буквенные обозначения химических элементов. Состоят из первой или из первой и одной из следующих букв латинского названия элемента, например, углерод — С (Carboneum), кальций — Ca (Calcium), кадмий — Cd (Cadmium). Знаки химические используют для написания формул химических.

Ионная связь - один из видов химической связи, в основе которой лежит электростатическое притяжение между противоположно заряженными ионами. Наиболее ярко выражена в галогенидах щелочных металлов, напр., в NaCl, KF.

Ионы (от греч. *ion* — идущий) - электрически заряженные частицы, образующиеся из атома (молекулы) в результате потери или присоединения одного или нескольких электронов. Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные ионы — анионами. Термин предложен М. Фарадеем в 1834.

Катализаторы - вещества, ускоряющие химические реакции. Вещества, замедляющие реакции, называются ингибиторами. Биологические катализаторы называются ферментами. Катализаторами служат синтетические алюмосиликаты, металлы платиновой группы, серебро, никель и др.

Катион (от греч. *kation*, букв. — идущий вниз) - положительно заряженный ион; в электрическом поле (напр., при электролизе) движется к отрицательному электроду (катоде).

Ковалентная связь - вид химической связи; осуществляется парой электронов, общих для двух атомов, образующих связь. Атомы в молекуле могут быть соединены одинарной ковалентной связью (H_2 , H_3C-CH_3), двойной ($H_2C=CH_2$) или тройной (N_2 , $HC\equiv CH$). Атомы, различающиеся по электроотрицательности, образуют т. н. полярную ковалентную связь (HCl , H_3C-Cl).

Молекула (новолат. *molecula*, уменьшит, от лат. *moles* — масса) - микрочастица, образованная из атомов и способная к самостоятельному существованию. Имеет постоянный состав входящих в нее атомных ядер и фиксированное число электронов и обладает совокупностью свойств, позволяющих отличать молекулы одного вида от молекул другого. Число атомов в молекуле может быть различным: от двух до сотен тысяч (напр., в молекуле белков); состав и расположение атомов в молекуле передает формула химическая.

Насыщенный раствор - раствор, находящийся в равновесии с избытком растворенного вещества. Пример: раствор соли в воде, в котором присутствуют кристаллы той же соли. Концентрация вещества в насыщенном растворе называется растворимостью этого вещества при данных температуре и давлении.

Оксиды - класс химических соединений, объединяющий соединения элементов с кислородом со степенью окисления -2.

Постоянства состава закон: каждое химическое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же элементов, причем отношения их масс постоянны. Строго применим к веществам состоящим из молекул. Состав кристаллических соединений может быть и переменным. Закон открыт Ж. Л. Прустом в нач. 19 в.

Простое вещество - состоит из атомов одного химического элемента. Некоторым элементам (напр., углероду) соответствуют несколько простых веществ, отличающихся строением молекул или кристаллической структурой (см. Аллотропия).

Растворимость - способность вещества в смеси с одним или несколькими другими веществами образовывать растворы. Мера растворимости вещества в данном растворителе — концентрация его насыщенного раствора при данной температуре и давлении. Растворимость газов зависит от температуры и давления, растворимость жидких и твердых тел практически от давления не зависит.

Растворители - неорганические (главным образом вода) или органические (бензол, хлороформ, ацетон, спирты и др.) вещества, а также смеси (напр., бензин), способные растворять различные вещества.

Растворы - однородные смеси переменного состава двух или большего числа веществ (компонентов). Могут быть газовыми (напр., воздух), жидкими и твердыми (напр., многие сплавы). В жидких растворах компонент, находящийся в избытке, называется растворителем, все остальные компоненты — растворенные вещества. По концентрации растворенного вещества растворы подразделяют на насыщенные, ненасыщенные и перенасыщенные. В растворах протекают многие природные и промышленные процессы; изучение свойств растворов связано с такими практическими проблемами, как разделение веществ (газов, нефтей), глубокая очистка, подбор растворителей для реализации технологических процессов.

Реакции химические - превращения одних веществ в другие, отличные по химическому составу и (или) строению.

Ряд напряжений (ряд активностей) в электрохимии - последовательность расположения металлов в порядке возрастания значений из стандартного потенциала (за нуль принят потенциал водорода). Ряд напряжений некоторых металлов: K, Ca, Mg, Al, Zn, Cr(III), Fe(II), H₂, Cu, Ag, Hg, Au. Каждый металл вытесняет из растворов солей металлы, стоящие справа от него; металлы, которые расположены левее H₂, вытесняют его из кислот.

Самовоспламенение - резкое самоускорение экзотермических химических реакций, начальная стадия горения. Происходит при определенных (критических) условиях (температура, размеры реакционного сосуда и др.) из-за того, что тепловыделение в ходе реакции больше теплоотвода в окружающую среду.

Сложное вещество - вещество, молекула которого состоит из атомов 2 или более различных химических элементов.

Соединение химическое - индивидуальное вещество, в котором атомы одного (напр., N₂ и O₂) или различных (H₂SO₄, KCl) элементов соединены между собой химической связью. Состав химических соединений в огромном большинстве случаев следует законам постоянства состава и кратных отношений. Известно св. 5 млн. химических соединений.

Соли - продукты замещения атомов водорода кислоты на металл или групп OH основания на кислотный остаток. При полном замещении образуются средние, или нормальные, соли (NaCl, K₂SO₄ и др.), при неполном замещении атомов H — кислые (напр., NaHCO₃), неполном замещении групп OH — основные [напр., Al(OH)₂Cl]. Различают также двойные соли (напр., KCl.MgCl₂) и комплексные. В обычных условиях соли — кристаллы с ионной структурой. Многие соли растворимы в полярных растворителях, особенно в воде. Многие минералы — соли, образующие залежи (напр., NaCl, KCl).

Степень окисления - условный показатель, характеризующий заряд атома в соединениях. В молекулах с ионной связью совпадает с зарядом иона, напр. в NaCl степень окисления натрия +1, хлора -1. В ковалентных соединениях за степень окисления принимают заряд, который получил бы атом, если бы все пары электронов, осуществляющие химическую связь, были целиком перенесены к более электроотрицательным атомам, напр. в HCl

степень окисления водорода +1, хлора -1. Понятие степень окисления используется, напр., при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Уравнения химические - запись химической реакции при помощи химических формул и численных коэффициентов. В левой части уравнений химических записываются формулы исходных веществ, в правой — продуктов реакции. Коэффициенты перед формулами подбираются так, чтобы сумма атомов одних и тех же элементов была одинаковой в левой и правой частях уравнения.

Формула химическая - изображение состава и строения молекул с помощью химических знаков. Различают эмпирические, или брутто-формулы (показывают общее число атомов в молекуле), рациональные (в них выделяют группы атомов, характерные для данного класса соединений) и структурные (характеризуют расположение атомов в молекуле).

Химическая связь - взаимодействие атомов, обуславливающее их соединение в молекулы и кристаллы. Химическая связь имеет в основном электромагнитный характер. При образовании химической связи происходит перераспределение электронной плотности связывающихся атомов. По характеру этого распределения химические связи классифицируют на ковалентную, ионную, координационную, металлическую. По числу электронных пар, участвующих в образовании данной химической связи, различают простые (одинарные), двойные, тройные химические связи.

Щёлочи - хорошо растворимые в воде основания, создающие в водном растворе большую концентрацию ионов OH^- . К щелочам относятся гидроксиды металлов подгрупп IA и IIA периодической системы [напр., NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$]. Широко применяются в промышленности.

Элемент химический - совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Известно 109 элементов химических (1993); 21 из них впервые были получены искусственно (Tc, Pm, At, Fr, Np, Pu и 15 элементов от N 95 до 109), причем Tc, Pm, Fr, Np позже в ничтожных количествах обнаружены в природе. На Земле наиболее распространены O, Si, Al, Fe, Cu, Na, K, Mg, Ti, Mn; эти химические элементы составляют 99,92% массы земной коры.

Приложение 2

Справочные материалы.

Таблица 1. Названия и символы некоторых химических элементов.

Название		Происхождение	Символ	
Русское	Латинское		Написание	Произношение в формуле
Азот	Nitrogenium	от греч. "рождающий селитру"	N	"эн"
Алюминий	Aluminium	от лат. "квасцы"	Al	"алюминий"
Аргон	Argon	от греч. "недеятельный"	Ar	"аргон"
Барий	Barium	от греч. "тяжелый"	Ba	"барий"
Бор	Borium	от арабск. "белый минерал"	B	"бор"

Бром	Bromum	от греч. " зловонный"	Br	" бром"
Водород	Hydrogenium	от греч. " рождающий воду"	H	" аш"
Гелий	Helium	от греч. " Солнце"	He.	" гелий"
Железо	Ferrum	от лат. " меч"	Fe	" феррум"
Золото	Aurum	от лат. " горящий"	Au	" аурум"
Йод	Iodum	от греч. " фиолетовый"	I	" йод"
Калий	Kalium	от арабск. " щёлочь"	K	" калий"
Кальций	Calcium	от лат. " известняк"	Ca	" кальций"
Кислород	Oxygenium	от греч. " рождающий кислоты"	O	" о"
Кремний	Silicium	от лат. " кремень"	Si	" силициум"
Криптон	Krypton	от греч. " скрытый"	Kr	" криптон"
Магний	Magnesium	от назв. полуострова Магнезия	Mg	" магний"
Марганец	Manganum	от греч. " очищающий"	Mn	" марганец"
Медь	Cuprum	от греч. назв. о. Кипр	Cu	" купрум"
Натрий	Natrium	от арабск, " моющее средство"	Na	" натрий"
Неон	Neon	от греч. " новый"	Ne	" неон"
Никель	Niccolum	от нем. " медь святого Николая"	Ni	" никель"
Ртуть	Hydrargyrum	от лат. " жидкое серебро"	Hg	" гидраргирум"
Свинец	Plumbum	от лат. названия сплава свинца с оловом.	Pb	" плюмбум"
Сера	Sulfur	от санскритского " горячий порошок"	S	" эс"
Серебро	Argentum	от греч. " светлый"	Ag	" аргентум"
Углерод	Carboneum	от лат. " уголь"	C	" цэ"
Фосфор	Phosphorus	от греч. " несущий свет"	P	" пэ"
Фтор	Fluorum	от лат. глагола " течь"	F	" фтор"
Хлор	Clorum	от греч. " зеленоватый"	Cl	" хлор"
Хром	Chromium	от греч. " краска"	Cr	" хром"
Цезий	Caesium	от лат. " небесно-голубой"	Cs	" цезий"
Цинк	Zincum	от нем. " олово"	Zn	" цинк"

Таблица 2. Валентности некоторых элементов в химических соединениях.

Валентность	Химические элементы	
	<i>С постоянной валентностью</i>	
<i>I</i>	H Na K Li	
<i>II</i>	O Be Mg Ca Ba Zn	
<i>III</i>	Al B	
	<i>С переменной валентностью</i>	
<i>I и II</i>	Cu	Примеры Cu ₂ O, CuO
<i>II и III</i>	Fe, Co, Ni	FeO, Fe ₂ O ₃
<i>II и IV</i>	Sn, Pb	SnO, SnO ₂
<i>III и V</i>	P	PH ₃ , P ₂ O ₅
<i>II, III, и VI</i>	Cr	CrO, Cr ₂ O ₃ , CrO ₃
<i>II, IV и VI</i>	S	H ₂ S, SO ₂ , SO ₃

--	--	--

Таблица 3. Соответствие кислот кислотным оксидам

Кислотный оксид		Кислота		
Название	Формула	Название	Формула	Кислотный остаток, валентность
оксид углерода (II)	CO ₂	угольная	H ₂ CO ₃	CO ₃ (II)
оксид серы (IV)	SO ₂	сернистая	H ₂ SO ₃	SO ₃ (II)
оксид серы (VI)	SO ₃	серная	H ₂ SO ₄	SO ₄ (II)
оксид кремния (IV)	SiO ₂	кремниевая	H ₂ SiO ₃	SiO ₃ (II)
оксид азота (V)	N ₂ O ₅	азотная	HNO ₃	NO ₃ (I)
оксид фосфора (V)	P ₂ O ₅	фосфорная	H ₃ PO ₄	PO ₄ (III)

Таблица 4. Степени окисления некоторых элементов

Символ	Название	Степени окисления
₁ H	Водород	-1, 0, +1
₂ He	Гелий	0
₃ Li	Литий	0, +1
₄ Be	Бериллий	0, +2
₅ B	Бор	-3, 0, +3
₆ C	Углерод	-4, -3, -2, -1, 0, +2, +3, +4
₇ N	Азот	-3, 0, +1, +2, +3, +4, +5
₈ O	Кислород	-2, -1, 0, +2
₉ F	Фтор	-1, 0
₁₁ Na	Натрий	0, +1
₁₂ Mg	Магний	0, +2
₁₃ Al	Алюминий	0, +3
₁₄ Si	Кремний	-4, 0, +2, +4

¹⁵ P	Фосфор	-3, 0, +1, +3, +5
¹⁶ S	Сера	-2, 0, +4, +6
¹⁷ Cl	Хлор	-1, 0, +1, +3, +4, +5, +6, +7
¹⁸ Ar	Аргон	0
¹⁹ K	Калий	0, +1
²⁰ Ca	Кальций	0, +2
²⁴ Cr	Хром	0, +2, +3, +6
²⁵ Mn	Марганец	0, +2, +4, +6, +7
²⁶ Fe	Железо	0, +2, +3, +6
²⁹ Cu	Медь	0, +1, +2
³⁰ Zn	Цинк	0, +2
³³ As	Мышьяк	-3, 0, +3, +5
³⁵ Br	Бром	-1, 0, +1, +5, +7
⁴⁷ Ag	Серебро	0, +1
⁵⁰ Sn	Олово	0, +2, +4
⁵³ I	Йод	-1, 0, +1, +5, +7
⁵⁶ Ba	Барий	0, +2
⁷⁹ Au	Золото	0, +1, +3
⁸⁰ Hg	Ртуть	0, +1, +2
⁸² Pb	Свинец	0, +2, +4

Приложение 3

Биографии великих химиков.

Ломоносов Михаил Васильевич

19 ноября 1711 – 15 апреля 1765

Русский ученый, академик Петербургской АН (с 1745 г.). Родился в д. Денисовка (ныне с. Ломоносове Архангельской обл.). В 1731-1735 гг. учился в Славяно-греко-латинской академии в Москве. В 1735 г. был послан в Петербург в академический университет, а в 1736 г. - в Германию, где учился в Марбургском университете (1736-1739 гг.) и во Фрейбурге в Школе горного дела (1739-1741 гг.). В 1741-1745 гг. - адъюнкт Физического класса Петербургской АН, с 1745 г. - профессор химии Петербургской АН, с 1748 г. работал в учрежденной по его инициативе Химической лаборатории АН. Одновременно с 1756 г. проводил исследования на основанном им в Усть-



Рудицах (вблизи Петербурга) стекольном заводе и в домашней лаборатории. Творческая деятельность Ломоносова отличается как исключительной широтой интересов, так и глубиной проникновения в тайны природы. Его исследования относятся к математике, физике, химии, наукам о Земле, астрономии. Результаты этих исследований заложили основы современного естествознания. Ломоносов обратил внимание (1756 г.) на основополагающее значение закона сохранения массы вещества в химических реакциях; изложил (1741-1750 гг.) основы своего корпускулярного (атомно-молекулярного) учения, получившего развитие лишь спустя столетие; выдвинул (1744-1748 гг.) кинетическую теорию теплоты; обосновал (1747-1752 гг.) необходимость привлечения физики для объяснения химических явлений и предложил для теоретической части химии название "физическая химия", а для практической части - "техническая химия". Его труды стали рубежом в развитии науки, отграничивающим натурфилософию от экспериментального естествознания.

До 1748 г. Ломоносов занимался преимущественно физическими исследованиями, а в период 1748-1757 гг. его работы посвящены главным образом решению теоретических и экспериментальных вопросов химии. Развивая атомистические представления, он впервые высказал мнение о том, что тела состоят из "корпускул", а те в свою очередь из "элементов"; это соответствует современным представлениям о молекулах и атомах. Был зачинателем применения математических и физических методов исследования в химии и первым начал читать в Петербургской АН самостоятельный "курс истинно физической химии". В руководимой им Химической лаборатории Петербургской АН выполнялась широкая программа экспериментальных исследований. Разработал точные методы взвешивания, применял объемные методы количественного анализа.

Проводя опыты по обжигу металлов в запаянных сосудах, показал (1756 г.), что их вес после нагревания не изменяется и что мнение Р. Бойля о присоединении тепловой материи к металлам ошибочно.

Изучал жидкое, газообразное и твердое состояния тел. Достаточно точно определил коэффициенты расширения газов. Изучал растворимость солей при разных температурах. Исследовал влияние электрического тока на растворы солей, установил факты понижения температуры при растворении солей и понижения точки замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем. Проводил различие между процессом растворения металлов в кислоте, сопровождающимся химическими изменениями, и процессом растворения солей в воде, происходящим без химических изменений растворяемых веществ. Создал различные приборы (вискозиметр, прибор для фильтрования под вакуумом, прибор для определения твердости, газовый барометр, пирометр, котел для исследования веществ при низком и высоком давлениях), достаточно точно градуировал термометры.

Был создателем многих химических производств (неорганических пигментов, глазури, стекла, фарфора). Разработал технологию и рецептуру цветных стекол, которые он употреблял для создания мозаичных картин. Изобрел фарфоровую массу. Занимался анализом руд, солей и других продуктов.

В труде "Первые основания металлургии, или рудных дел" (1763 г.) рассмотрел свойства различных металлов, дал их классификацию и описал способы получения. Наряду с другими работами по химии труд этот заложил основы русского химического языка. Рассмотрел вопросы образования в природе различных минералов и нерудных тел. Высказал идею биогенного происхождения гумуса почвы. Доказывал органическое происхождение нефтей, каменного угля, торфа и янтаря. Описал процессы получения железного купороса, меди из медного купороса, серы из серных руд, квасцов, серной, азотной и соляной кислот. Первым из русских академиков приступил к подготовке учебников по химии и металлургии ("Курс физической химии", 1754 г.; "Первые основания металлургии, или рудных дел", 1763 г.). Ему принадлежит заслуга создания Московского университета (1755 г.), проект и учебная программа, которого составлены им лично. По его проекту в 1748 г. завершена постройка Химической лаборатории Петербургской АН. С 1760 г. был попечителем гимназии и университета при Петербургской АН. Создал основы современного русского литературного языка. Был поэтом и художником. Написал ряд трудов по истории, экономике, филологии. Член ряда академий наук. Именем Ломоносова названы Московский университет (1940 г.), Московская Академия тонкой химической технологии (1940 г.), город Ломоносов (бывший Ораниенбаум). АН СССР учредила (1956 г.) Золотую медаль им. М. В. Ломоносова за выдающиеся работы в области химии и других естественных наук.

Жозеф Луи Пруст

26 сентября 1754 г. – 5 июля 1826 г.

Французский химик Жозеф Луи Пруст родился в небольшом городке Анжере в семье аптекаря. Получив химическое образование в Парижском университете, в 1775 г. он был назначен на должность управляющего аптекой больницы Сальпетриер. В 1777 г. Пруст получил приглашение на кафедру химии и металлургии недавно основанной Королевской семинарии в Вергаре (Испания), где работал до 1780 г. В 1785 г. король Испании Карл III пригласил Пруста на должность профессора химии Артиллерийской школы в Сеговии. В дальнейшем Пруст руководил кафедрами химии в университете Саламанки (1789), а затем Мадрида (1791–1808).



Благодаря значительной финансовой поддержке короля Пруст организовал в Мадриде очень хорошо оснащённую лабораторию, собрал ценные коллекции минералов и реактивов. В 1808 г., в период вторжения войск Наполеона в Испанию и подавления вспыхнувшего в стране народного восстания, лаборатория Пруста и его коллекции погибли. Пруст, который в это время находился во Франции, решил остаться там. В 1816 г. учёный был избран членом Парижской академии наук.

Самым выдающимся научным достижением Пруста стало открытие закона постоянства состава. В Испании Пруст занимался исследованием свойств и состава соединений различных металлов – олова, меди, железа, никеля и др. Он доказал, что при определении состава оксидов металлов многие его современники допускали ошибки, считая гидроксиды оксидами. Пруст показал также, что различные оксиды одного и того же металла имеют вполне определённый состав, который меняется скачкообразно. Исследование состава различных оксидов металлов, а также их хлоридов и сульфидов, выполненное в 1797–1809 гг., послужило основой для открытия им закона постоянных отношений. Пруст сформулировал его так: "Всегда неизменные отношения, эти постоянные признаки, характеризующие истинные соединения, как искусственно полученные, так и природные; одним словом, это постоянство природы, так хорошо виденное Шталем, всё это, я утверждаю, подвластно химии не более, чем закон избирательности <сродства>, который управляет всеми реакциями соединения".

Оппонентом Пруста в возникшей дискуссии о постоянстве состава химических соединений выступил его соотечественник – известный химик Клод Луи Бертолле. Poleмику двух учёных, продолжавшуюся с 1801 по 1808 г., выдающийся французский химик Жан Батист Дюма позже охарактеризовал так: "...начался между этими двумя великими противниками, столь достойными помериться силами, длительный научный спор, замечательный как талантом, так и хорошим вкусом его участников. И по форме и по содержанию это один из прекраснейших образцов научной дискуссии".

Благодаря тому, что измерения Пруста были исключительно точными для своего времени, дискуссия закончилась в пользу Пруста и закон постоянства состава получил признание большинства химиков, став одним из краеугольных камней химической теории периода классической химии.

Йёнс Якоб Берцелиус

20 августа 1779 г. – 7 августа 1848 г.

Шведский химик Йёнс Якоб Берцелиус родился в селении Веверсунде на юге Швеции. Его отец был директором школы в Линчепинге. Берцелиус рано потерял родителей и уже во время обучения в гимназии зарабатывал частными уроками. Тем не менее Берцелиус смог получить медицинское образование в Упсальском университете в 1797-1801 гг. По окончании курса Берцелиус стал ассистентом в медико-хирургическом институте Стокгольма, а в 1807 г. был избран на должность профессора химии и фармации.



Научные исследования Берцелиуса охватывают все главные проблемы общей химии первой половины XIX в. Он экспериментально проверил и доказал достоверность законов

постоянства состава и кратных отношений применительно к неорганическим и органическим соединениям. Одним из важнейших достижений Берцелиуса стало создание системы атомных масс химических элементов. Берцелиус определил состав более чем двух тысяч соединений и рассчитал атомные массы 45 химических элементов (1814-1826). Берцелиус также ввёл современные обозначения химических элементов и первые формулы химических соединений.

В ходе своих аналитических работ Берцелиус открыл три новых химических элемента: церий (1803) совместно со шведским химиком В.Г.Гизенгером (независимо от них церий открыл также М.Г.Клапрот), селен (1817) и торий (1828); впервые получил в свободном состоянии кремний, титан, тантал и цирконий.

С 1811 г. Берцелиус занимался систематическим определением состава органических соединений, в результате чего доказал применимость стехиометрических законов к органическим соединениям. Он внёс существенный вклад в создание теории сложных радикалов, хорошо согласующейся с его дуалистическими представлениями о сродстве атомов. Берцелиус развивал также теоретические представления об изомерии и полимерии (1830-1835), представления об аллотропии (1841). Он ввёл в науку также и термины «органическая химия», «аллотропия», «изомерия».

Обобщив все известные тогда результаты исследований каталитических процессов, Берцелиус предложил (1835) термин «катализ» для обозначения явлений нестехиометрического вмешательства «третьих сил» (катализаторов) в химические реакции. Берцелиус ввёл понятие «каталитическая сила», аналогичное современному понятию каталитической активности, и указал на то, что катализ играет важнейшую роль в «лаборатории живых организмов».

Берцелиус опубликовал более двухсот пятидесяти научных работ; среди них – пятитомный «Учебник химии» (1808-1818), выдержавший пять изданий и переведённый на немецкий и французский языки. С 1821 г. Берцелиус издавал ежегодный «Обзор успехов химии и физики» (всего вышло 27 томов), являвшийся наиболее полным собранием новейших достижений науки своего времени и оказавший существенное влияние на выработку теоретических представлений химии. Берцелиус пользовался огромным авторитетом у химиков-современников. В 1808 г. он стал членом шведской Королевской Академии наук, в 1810-1818 гг. был её президентом. С 1818 г. Берцелиус – непременный секретарь Королевской Академии наук. В 1818 г. он был посвящен в рыцари, в 1835 г. ему был пожалован титул барона.

Антуан-Лоран Лавуазье

(1743—1794)

Французский химик, по образованию юрист, был очень богатым человеком. Он состоял в "Компании откупов" - организации финансистов, бравшей на откуп государственные налоги. На этих финансовых операциях Лавуазье приобрел огромное состояние.

Политические события, происходившие во Франции, имели для Лавуазье печальные последствия: он был казнен за то, что работал в "Генеральном откупе" (акционерном обществе по сбору налогов). В мае 1794 года в числе других обвиняемых-откупщиков Лавуазье предстал перед революционным трибуналом и на следующий день был приговорен к смертной казни "как зачинщик или соучастник заговора, стремившийся содействовать успеху врагов Франции путем вымогательств и незаконных поборов с французского народа".



Вечером 8 мая приговор был приведен в исполнение, а Франция лишилась одной из самых блестящих голов... Через два года Лавуазье был признан несправедливо осужденным, однако это уже не могло вернуть Франции замечательного ученого.

...Еще обучаясь на юридическом факультете Парижского университета, будущий генеральный откупщик и выдающийся химик одновременно изучал естественные науки. Часть своего состояния Лавуазье вложил в обустройство химической лаборатории, оснащенной прекрасным по тем временам оборудованием, ставшую научным центром Парижа. В своей лаборатории Лавуазье провел многочисленные опыты, в которых он определял изменения масс веществ при их прокаливании и горении.

Лавуазье первым показал, что масса продуктов горения серы и фосфора больше, чем масса сгоревших веществ, и что объем воздуха, в котором горел фосфор, уменьшился на 1/5 часть. Нагревая ртуть с определенным объемом воздуха, Лавуазье получил "ртутную окалину" (оксид ртути) и "удушливый воздух" (азот), непригодный для горения и дыхания. Прокаливая ртутную окалину, он разложил ее на ртуть и "жизненный воздух" (кислород). Этими и многими другими опытами Лавуазье показал сложность состава атмосферного воздуха и впервые правильно истолковал явления горения и обжига как процесс соединения веществ с кислородом. Этого не смогли сделать английский химик и философ Джозеф Пристли и шведский химик Карл-Вильгельм Шееле, а также другие естествоиспытатели, которые сообщили об открытии кислорода раньше. Лавуазье доказал, что углекислый газ (диоксид углерода) - это соединение кислорода с "углем" (углеродом), а вода - соединение кислорода с водородом. Он на опыте показал, что при дыхании поглощается кислород и образуется углекислый газ, то есть процесс дыхания подобен процессу горения. Более того, французский химик установил, что образование углекислого газа при дыхании является главным источником "животной теплоты". Лавуазье одним из первых попытался объяснить сложные физиологические процессы, происходящие в живом организме, с точки зрения химии.

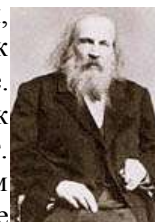
Лавуазье стал одним из основоположников классической химии. Он открыл закон сохранения веществ, ввел понятия "химический элемент" и "химическое соединение", доказал, что дыхание подобно процессу горения и является источником теплоты в организме...

Лавуазье был автором первой классификации химических веществ и учебника "Элементарный курс химии". В 29 лет он был избран действительным членом Парижской Академии наук. Кто знает, какие еще открытия успел бы совершить этот выдающийся ученый, если бы его не постигла судьба жертв революционного террора?..

Дмитрий Иванович Менделеев

27 января (8 февраля) 1834 г. – 20 января (2 февраля) 1907 г.

Русский химик Дмитрий Иванович Менделеев родился в Тобольске в семье директора гимназии. Во время обучения в гимназии Менделеев имел посредственные оценки, особенно по латинскому языку. В 1850 г. он поступил на отделение естественных наук физико-математического факультета Главного педагогического института в Петербурге. Среди профессоров института были тогда такие выдающиеся учёные, как физик Э.Х.Ленц, химик А.А.Воскресенский, математик Н.В.Остроградский. В 1855 г. Менделеев окончил институт с золотой медалью и был назначен старшим учителем гимназии в Симферополь, но из-за начавшейся Крымской войны перевёлся в Одессу, где работал учителем в Ришельевском лицее.



В 1856 г. Менделеев защитил в Петербургском университете магистерскую диссертацию, в 1857 г. был утвержден приват-доцентом этого университета и читал там курс органической химии. В 1859-1861 гг. Менделеев находился в научной командировке в Германии, где работал в лаборатории Р.Бунзена и Г.Кирхгофа в Гейдельбергском университете. К этому периоду относится одно из важных открытий Менделеева – определение «температуры абсолютного кипения жидкостей», известной ныне под названием критической температуры. В 1860 г. Менделеев вместе с другими русскими химиками принимал участие в работе Международного конгресса химиков в Карлсруэ, на котором С.Канницаро выступил со своей интерпретацией молекулярной теории А.Авогадро. Это выступление и дискуссия по поводу разграничения понятий атома, молекулы и эквивалента послужили важной предпосылкой к открытию периодического закона.

Вернувшись в Россию в 1861 г., Менделеев продолжил чтение лекций в Петербургском университете. В 1861 г. он опубликовал учебник «Органическая химия», удостоенный Петербургской АН Демидовской премии. В 1864 г. Менделеев был избран профессором химии Петербургского технологического института. В 1865 г. он защитил докторскую диссертацию «О соединении спирта с водой» и тогда же был утвержден профессором технической химии Петербургского университета, а через два года возглавил кафедру неорганической химии.

Приступив к чтению курса неорганической химии в Петербургском университете, Менделеев, не найдя ни одного пособия, которое мог бы рекомендовать студентам, начал писать свой классический труд «Основы химии». В предисловии ко второму выпуску первой части учебника, вышедшему в 1869 г., Менделеев привел таблицу элементов под названием «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве», а в марте 1869 г. на заседании Русского химического общества Н.А.Меншуткин доложил от имени Менделеева его периодическую систему элементов. Периодический закон явился фундаментом, на котором Менделеев создал свой учебник. При жизни Менделеева «Основы химии» издавались в России 8 раз, ещё пять изданий вышли в переводах на английский, немецкий и французский языки.

В течение последующих двух лет Менделеев внёс в первоначальный вариант периодической системы ряд исправлений и уточнений, и в 1871 г. опубликовал две классические статьи – «Естественная система элементов и применение ее к указанию свойств некоторых элементов» (на русском языке) и «Периодическая законность химических элементов» (на немецком языке в «Анналах» Ю.Либиха). На основе своей системы Менделеев исправил атомные веса некоторых известных элементов, а также сделал предположение о существовании неизвестных элементов и отважился предсказать свойства некоторых из них. На первых порах сама система, внесённые исправления и прогнозы Менделеева были встречены научным сообществом весьма сдержанно. Однако после того, как предсказанные Менделеевым «экаалюминий» (галлий), «экабор» (скандий) и «экасилиций» (германий) были открыты соответственно в 1875, 1879 и 1886 гг., периодический закон стал получать признание.

Сделанные в конце XIX – начале XX вв. открытия инертных газов и радиоактивных элементов не поколебали периодического закона, но лишь укрепили его. Открытие изотопов объяснило некоторые нарушения последовательности расположения элементов в порядке возрастания их атомных весов (т.н. «аномалии»). Создание теории строения атома окончательно подтвердило правильность расположения Менделеевым элементов и позволило разрешить все сомнения о месте лантаноидов в периодической системе.

Учение о периодичности Менделеев развивал до конца жизни. Среди других научных работ Менделеева можно отметить цикл работ по изучению растворов и разработку гидратной теории растворов (1865–1887 гг.). В 1872 г. он начал изучение упругости газов, результатом которого стало предложенное в 1874 г. обобщённое уравнение состояния идеального газа (уравнение Клайперона – Менделеева). В 1880–1885 гг. Менделеев занимался проблемами переработки нефти, предложил принцип ее дробной перегонки. В 1888 г. он высказал идею подземной газификации углей, а в 1891–1892 гг. разработал технологию изготовления нового типа бездымного пороха.

В 1890 г. Менделеев был вынужден покинуть Петербургский университет вследствие противоречий с министром Народного просвещения. В 1892 г. был назначен хранителем Депо

образцовых мер и весов (которое в 1893 г. по его инициативе было преобразовано в Главную палату мер и весов). При участии и под руководством Менделеева в палате были возобновлены прототипы фунта и аршина, произведено сравнение русских эталонов мер с английскими и метрическими (1893–1898 гг.). Менделеев считал необходимым введение в России метрической системы мер, которая по его настоянию в 1899 г. была допущена факультативно.

Менделеев был одним из основателей Русского химического общества (1868 г.) и неоднократно избирался его президентом. В 1876 г. Менделеев стал членом-корреспондентом Петербургской АН, но кандидатура Менделеева в академики была в 1880 г. отвергнута. Забаллотирование Менделеева Петербургской АН вызвало резкий протест общественности в России.

Д.И.Менделеев был членом более 90 академий наук, научных обществ, университетов разных стран. Имя Менделеева носит химический элемент № 101 (менделеевий), подводный горный хребет и кратер на обратной стороне Луны, ряд учебных заведений и научных институтов. В 1962 г. АН СССР учредила премию и Золотую медаль им. Менделеева за лучшие работы по химии и химической технологии, в 1964 г. имя Менделеева было занесено на доску почета Бриджпортского университета в США наряду с именами Эвклида, Архимеда, Н.Коперника, Г.Галилея, И.Ньютона, А.Лавуазье

Лайнус-Карл Полинг
28 февраля 1901 - 19 августа 1994

Американский физик и химик родился 18 февраля 1901 года в городе Портленде, в штате Орегон. С 1917 по 1922 г. он учился в Орегонском государственном колледже, а затем - в Калифорнийском технологическом институте в Пасадене (впоследствии там он возглавил кафедру химии). В 1925 году Полинг защитил докторскую диссертацию по результатам исследований в области рентгеноструктурного анализа неорганических соединений. После этого он, получив государственную стипендию, отправился совершенствовать свою научную подготовку в Европу. В Мюнхене, Цюрихе, а затем Копенгагене его учителями стали известные физики и химики Арнольд Зоммерфельд, Эрвин Шредингер и Нильс Бор.



Лайнус Полинг посвятил себя изучению атомной физики и квантовой теории. Вскоре он смог вплотную заняться квантовомеханической разработкой проблемы химической связи.

В 1939 году была опубликована его книга "Природа химической связи", посвященная современной структурной химии. Эта монография до сих пор является настольной книгой химиков-теоретиков. Опираясь на работу Вернера Гейзенберга – квантовомеханический расчет для атома гелия и предложенное немецким физиком понятие квантово-химического резонанса, объяснил молекулярное строение вещества с применением вновь разработанных представлений о гибридизации атомных орбиталей и теории резонанса и мезомерии.

В созданной им теории химической связи важное значение имеет шкала электроотрицательности химических элементов, позволяющая дать предварительную оценку характера и энергии химической связи между атомами. Пользуясь этими новыми представлениями, Полинг смог теоретически объяснить сходство и различия в формировании ковалентной и ионной связи, выявил причины полярности ковалентных связей и полярности молекул.

В 1954 году Полинг писал: "Если нынешние темпы научного прогресса сохранятся, то уже у следующего поколения ученых будет такая теория валентности, которая превратит химию в столь же точную и действенную науку, как и теоретическая физика".

Теория резонанса помогла Полингу в исследовании строения молекул белков. Много усилий он посвятил также изучению способности антител обеспечивать иммунитет. За проведение этих исследований, которые наметили основные пути применения новейших достижений физики и химии в биологии и медицине, Л.Полинг был удостоен звания лауреата Нобелевской премии по химии в 1954 году.

В признание научных заслуг Полинг был избран почетным членом пятнадцати академий наук. Результаты его исследований необычайно обширны; он автор более 250 выдающихся научных публикаций. Лайнус Полинг приобрел широкую известность как выдающийся педагог и популяризатор науки. Его "Общая химия" стала одним из лучших учебников для высшей школы.

Круг интересов выдающегося американского ученого был чрезвычайно широк. Он много занимался проблемами питания и выработки иммунитета. Всему миру известна его теория профилактики "простудных" вирусных заболеваний с помощью ударных доз витамина С (аскорбиновой кислоты), подтвержденная медицинскими исследованиями и многочисленными наблюдениями практических врачей.

Большое признание получила общественная деятельность Л. Полинга как борца за мир: в 1962 году он стал лауреатом Нобелевской премии мира, а в 1979 г. - Международной Ленинской премии "За укрепление мира между народами". Лайнус Полинг прожил долгую и чрезвычайно плодотворную жизнь. Жизнерадостный человек, сохранявший творческую активность и энтузиазм до последних дней жизни - таким запомнили его коллеги и друзья. Он умер в 1994 году, на 93 году жизни.

Список используемой литературы.

1. Буринская Н.Н. Тренировочные упражнения по неорганической химии для средней школы.- Киев-1979.
2. Врубельский А.И. Учебно-тренировочные материалы для подготовки к централизованному тестированию по химии. -Минск: ООО «Юнипресс»,2003.
3. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. - Л.: Химия,1984.
4. Гольдфарб, Ходаков Ю.В., Додонов Ю.Б. Химия. Задачник. 8-11 классы. М.:Дрофа,2003.
5. Гудкова, А. С, Ефремова, К. М., Магдесиева, Н. Н., Мельчакова, Н. В.500 задач по

- химии. - М: Просвещение, 1977.
6. Дьячков П.Н. Тесты. Химия. 8-11 кл. – М.: Издательство АСТ, 2002.
 7. Еремина Е.А., Рыжова О.Н. "Справочник школьника по химии". - М.: «Экзамен», 2006.
 8. Еремин В.В. Химия: 8-11 класс. Справочные материалы. – М.: Мир и Образование, 2004.
 9. Жуков Т.С. Экспериментальный учебник по химии. -М.: 2002.
 10. Зуева М.В., Гара Н.Н. Контрольные и проверочные работы по химии 8-9 классы. -М.: «Дрофа», 2003
 11. Кузьменко, Н. Е., Еремин, В. В. Сборник задач и упражнений по химии для школьников и абитуриентов. - М: Оникс 21 век, 2001.
 12. Кузьменко, Н. Е., Еремин, В. В. Химия. 2400 задач для школьников и поступающих в вузы. - М.: Дрофа, 1999.
 13. Кузьменко, Н. Е., Еремин, В. В. Сборник задач по химии (ко всем действующим учебникам по химии 8-11 класс).- М.:«Экзамен»-2006.
 14. Лидин Р.А., Маргулис В.Б. Химия 8-9 классы. -М.: «Дрофа», 2002.
 15. Новошинский, И. И., Новошинская, Н. С. Типы химических задач и способы их решения. 8-11 кл. - М.: Оникс 21 век, 2004.
 16. Радецкий А.М., Горшкова В.П. Дидактический материал по химии для 8-9 класса.- М.: Просвещение,2000.
 17. Селезнева О. Н., Ахметов М. А. Учебно-методическое пособие (химия 8 класс) Ульяновск: ИПК ПРО, 2002.
 18. Сорокин В.В., Злотников Э.Г. Тесты по химии (книга для учащихся).-М.: Просвещение,1997.
 19. Суровцева Р.П., Савицкий С.Н. Задания по химии для самостоятельной работы учащихся. -М.: Просвещение,1977.
 20. Фадеев Г.Н. и др. Задачи и тесты для самоподготовки по химии: пособие для ученика и учителя.- М.: БИНОМ. Лаборатория знаний,2008.
 21. Хомченко И.Г. Сборник задач и упражнений по химии для средней школы. – М.: Новая волна, 2004
 22. Штремплер, Г. И., Хохлова, А. И. Методика решения расчетных задач по химии. 8-11 кл. - М.: Просвещение, 2000.
 23. сайт <http://www.alhimikov.net>.
 24. Газета «Химия – Первое сентября», все для учителя химии <http://him.1september.ru>