

*Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение  
«Никифоровская средняя общеобразовательная школа № 2»*

# Дидактический материал

---

для подготовки обучающихся 9 классов  
к ГИА по химии

**Автор-составитель:**  
*Дмитриевцева Наталья Александровна*

Подготовка учащихся к ГИА – ответственный и трудоёмкий процесс, как для учителя, так для ученика и его родителей. Волнения, сомнения наблюдаются у всех. Ученикам кажется, что объем материала для ГИА не посильный, учитель вынужден неоднократно объяснять один и тот же материал во внеурочное время.

Снять нервозность при подготовке и достичь хороших результатов помогает системный подход, который предполагает следующие этапы:

- ✓ четкое планирование содержания и вида деятельности всех участников;
- ✓ использование активных методов обучения, позволяющих реализовать принципы сознательности, активности и самостоятельности учащихся при руководящей роли учителя.

За последние годы ученики нашей школы все чаще выбирают экзамен по химии. Передо мной в настоящее время стоит весьма сложная задача – подготовить учащихся к государственной итоговой аттестации по предмету химия.

В среднем звене общеобразовательной школы подготовку к итоговой аттестации необходимо рассматривать как целостный процесс. Считаю, что успешная сдача его, во многом будет зависеть от организации работы по повторению материала. За годы работы мною накоплен теоретический и практический материал, который поможет систематизации и обобщению полученных знаний по курсу химия и подготовиться учащимся к сдаче ГИА.

**Цель моей работы:** создание дидактических материалов для подготовки обучающихся 9 классов к ГИА по химии.

Новый подход к образовательному процессу и необходимость формирования интеллектуально-творческой личности убеждают в том, что нужно активнее использовать, начиная с 8 класса, подготовку к ГИА.

Практика показывает, что учитель не может обеспечить полностью подготовку учащихся 9-х классов к ГИА по химии на уроках, особенно при 2-х часовом изучении этого предмета в неделю. Однако учитель может оказать большую помощь учащимся, придерживаясь определённой методики. Одна из самых важных частей подготовки к экзаменам это повторение. Не нужно откладывать организацию повторения на конец учебного года. Чем раньше учитель начнёт совмещать организацию повторения на уроке с изучением нового материала, тем лучше будет результат. Не обязательно выделять повторение на уроке в отдельный блок. На это может не хватить времени. Можно повторять пройденные темы при опросе учащихся, связывать новый материал с ранее изученным и даже при закреплении новой темы. Невозможно повторить за несколько месяцев и весь пройденный материал. К тому же у каждого ребёнка свои пробелы в знаниях. С этой целью мною разработаны тестовые задания по химии, которые объединены в блоки. Каждый блок предусматривает теоретический минимум знаний по конкретной теме и тестовое задание, структура которого приближена к контрольным измерительным материалам ГИА. Конечно, первоначальная трудоёмкая подготовка учителя по созданию дидактического материала для учащихся оправдана дальнейшей экономией времени и нервов.

А ученики, используя его, не просто изучают содержание предмета химии и получают хорошие отметки на ГИА, но и приобретают компетентности, необходимые для дальнейшей успешной учебы.

1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева
2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева
3. Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая
4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов
5. Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ
6. Химическая реакция. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения
7. Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)
8. Реакции ионного обмена и условия их осуществления
9. Химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов
10. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных
11. Химические свойства оснований. Химические свойства кислот
12. Химические свойства солей (средних)
13. Чистые вещества и смеси. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование
14. Степень окисления химических элементов. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции
15. Вычисление массовой доли химического элемента в веществе
16. Периодический закон Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в ПС
17. Первоначальные сведения об органических веществах: предельных и непредельных углеводородах (метане, этане, этилене, ацетилене) и кислородсодержащих веществах: спиртах (метаноле, этаноле, глицерине), карбоновых кислотах (уксусной и стеариновой). Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы.
18. Определение характера среды раствора кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат- ионы, ион аммония). Получение газообразных веществ. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак)
19. Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ.
20. Степень окисления химических элементов. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции.
21. Вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе. Вычисление количества вещества, массы или объема вещества по количеству вещества, массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции.
22. Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ. Реакции ионного обмена и условия их осуществления.

## ВОПРОС №1

### Физический смысл структурных элементов Периодической системы

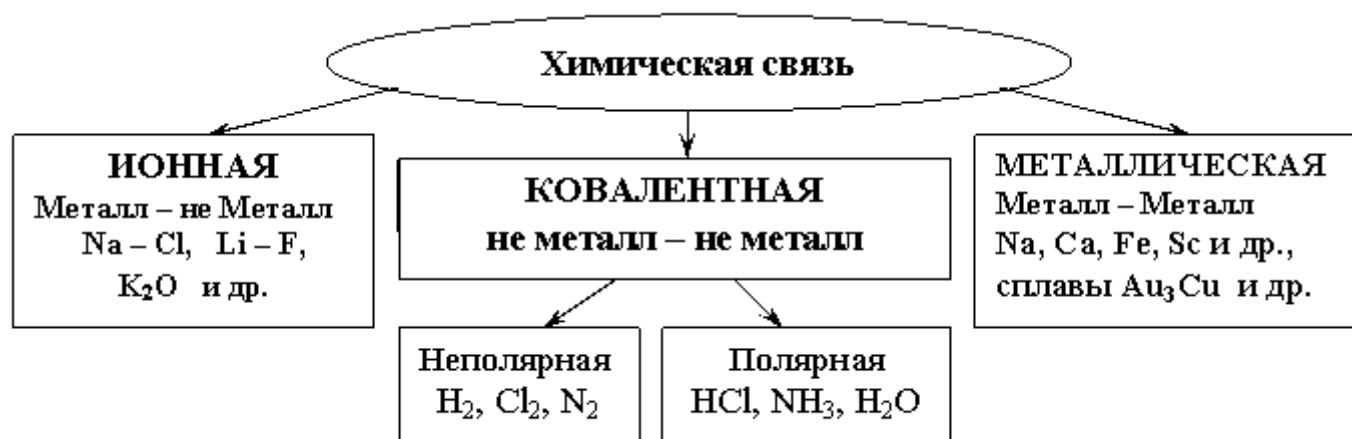
Элемент структуры	Физический смысл
Порядковый номер	Равен заряду ядра. Показывает число протонов в ядре. Равен общему числу электронов в атоме
Номер периода	Показывает (равен) число электронных слоев в атоме
Номер группы	Число электронов на внешнем уровне Высшая (положительная) степень окисления Число валентных электронов Валентность

1. Число нейтронов = атомная масса – порядковый номер
2. Число неспаренных электронов = 8-№ группы
3. Наименьшая (отрицательная) степень окисления = № группы-8

## ВОПРОС №2

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах (сверху вниз)	в периодах (слева направо)
Атомы	Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
	Число электронных слоёв	Увеличивается	Не изменяется = номеру периода
	Число электронов во внешнем слое	Не изменяется = номеру группы	Увеличивается
	Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
	Восстановительные свойства	Увеличиваются	Уменьшаются
	Окислительные свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
	Высшая положительная степень окисления	Постоянная = номеру группы	Увеличивается от +1 до +7 (+8)
	Низшая степень окисления (для неметаллов IV—VIIA групп)	Не изменяется = $(8 - \text{номер группы})$	Увеличивается от -4 до -1
Простые вещества	Металлические свойства	Увеличиваются	Уменьшаются
	Неметаллические свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
Соединения элементов	Характер химических свойств высшего оксида и высшего гидроксида	Усиление основных свойств и ослабление кислотных свойств	Усиление кислотных свойств и ослабление основных свойств

## ВОПРОС №3



### Кристаллические решетки, вид связи и свойства веществ.

Тип решетки	Виды частиц в узлах решетки	Вид связи между частицами	Примеры веществ	Физические свойства веществ
<u>Ионная</u>	Ионы	Ионная – связь прочная	Соли, галогениды (IA, IIA), оксиды и гидроксиды типичных металлов	Твердые, прочные, нелетучие, хрупкие, тугоплавкие, многие растворимы в воде, расплавы проводят электрический ток
<u>Атомная</u>	Атомы	1. Ковалентная неполярная – связь очень прочная 2. Ковалентная полярная – связь очень прочная	<i>Простые вещества:</i> алмаз (C), графит (C), бор (B), кремний (Si). <i>Сложные вещества:</i> оксид алюминия (Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ), оксид кремния (IV) – SiO <sub>2</sub>	Очень твердые, очень тугоплавкие, прочные, нелетучие, не растворимы в воде
<u>Молекулярная</u>	Молекулы	Между молекулами – слабые силы межмолекулярного притяжения, а вот внутри молекул – прочная ковалентная связь	Твердые вещества при особых условиях, которые при обычных – газы или жидкости (O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, CO <sub>2</sub> , HCl); сера, белый фосфор, йод; органические вещества	Непрочные, летучие, легкоплавкие, способны к возгонке, имеют небольшую твердость
<u>Металлическая</u>	Атом-ионы	Металлическая – разной прочности	Металлы и сплавы	Ковкие, обладают блеском, пластичностью, тепло- и электропроводны

## ВОПРОС №4

### Определение валентности элемента



#### Правила для определения степеней окисления:

1. СО любого элемента в простом веществе ( $H_2$ , Al, S) равна 0.
2. Сумма всех СО атомов в молекуле равна 0.
3. Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные СО, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью - положительные.



4. Максимальная СО любого элемента равна номеру группы, а минимальная отрицательная равна  $N - 8$ , где  $N$  – номер группы.

#### **Как определить степень окисления конкретного химического элемента**

Определение степени окисления для конкретного химического элемента подчиняется следующим правилам:

1. Степень окисления простых веществ всегда равна нулю.
2. Щелочные металлы, которые находятся в первой группе периодической таблицы, имеют степень окисления +1.
3. Щелочноземельные металлы, занимающие в периодической таблице вторую группу, имеют степень окисления +2.
4. Водород в соединениях с различными неметаллами всегда проявляет степень окисления +1, а в соединениях с металлами +1.
5. Степень окисления молекулярного кислорода во всех соединениях, рассматриваемых в школьном курсе неорганической химии, равна -2. Фтора - 1.
6. При определении степени окисления в продуктах химических реакций исходят из правила электронейтральности, в соответствии с которым сумма степеней окисления различных элементов, входящих в состав вещества, должна быть равна нулю.
7. Алюминий во всех соединениях проявляет степень окисления равную +3.

## ВОПРОС №5

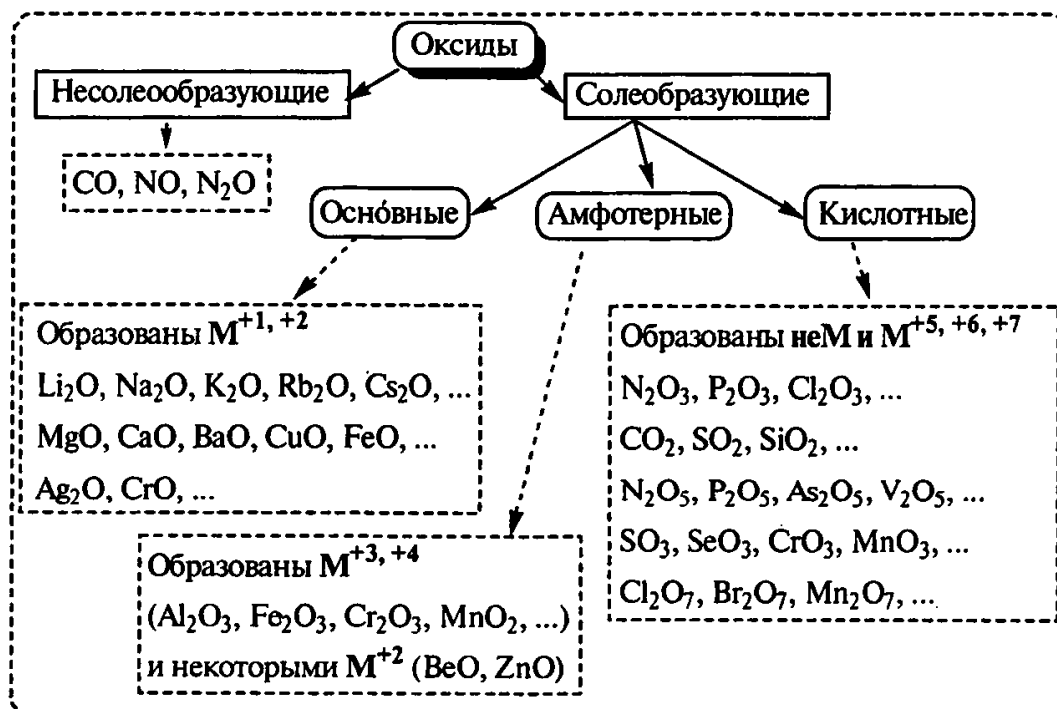


Схема 2. Классикация оксидов (M — металл, неM — неметалл)

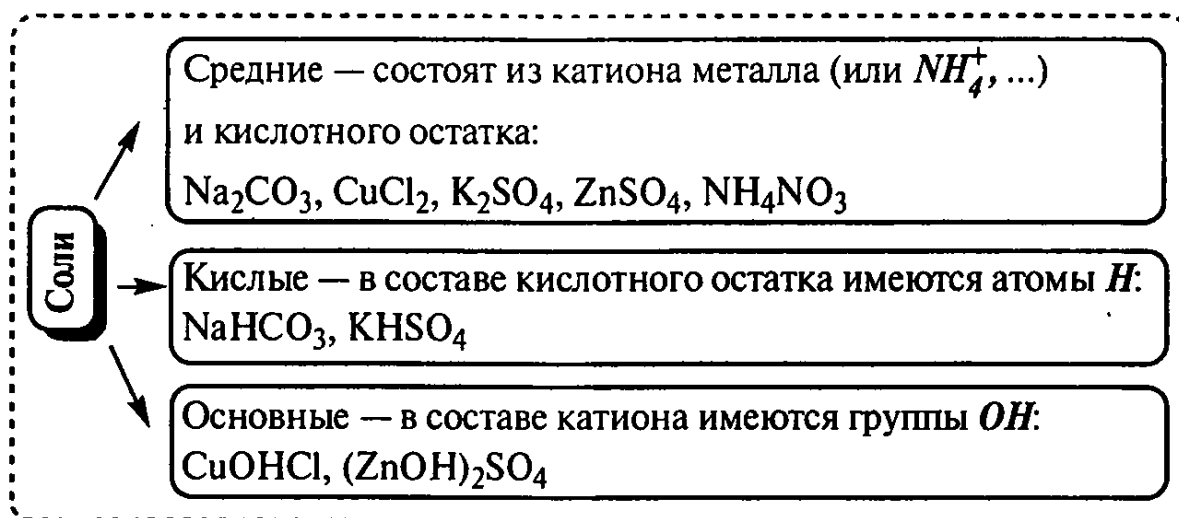


Схема 5. Класификация солей



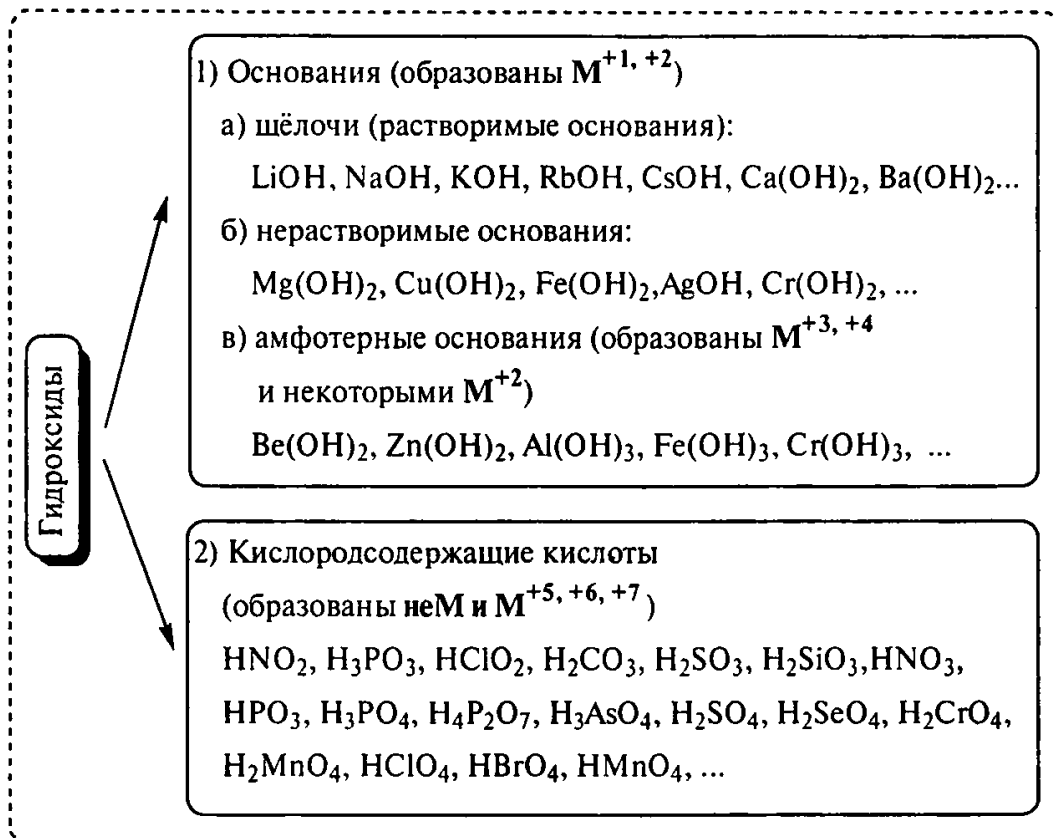


Схема 3. Классикация гидроксидов (М — металл, неМ — неметалл)



## ВОПРОС №6

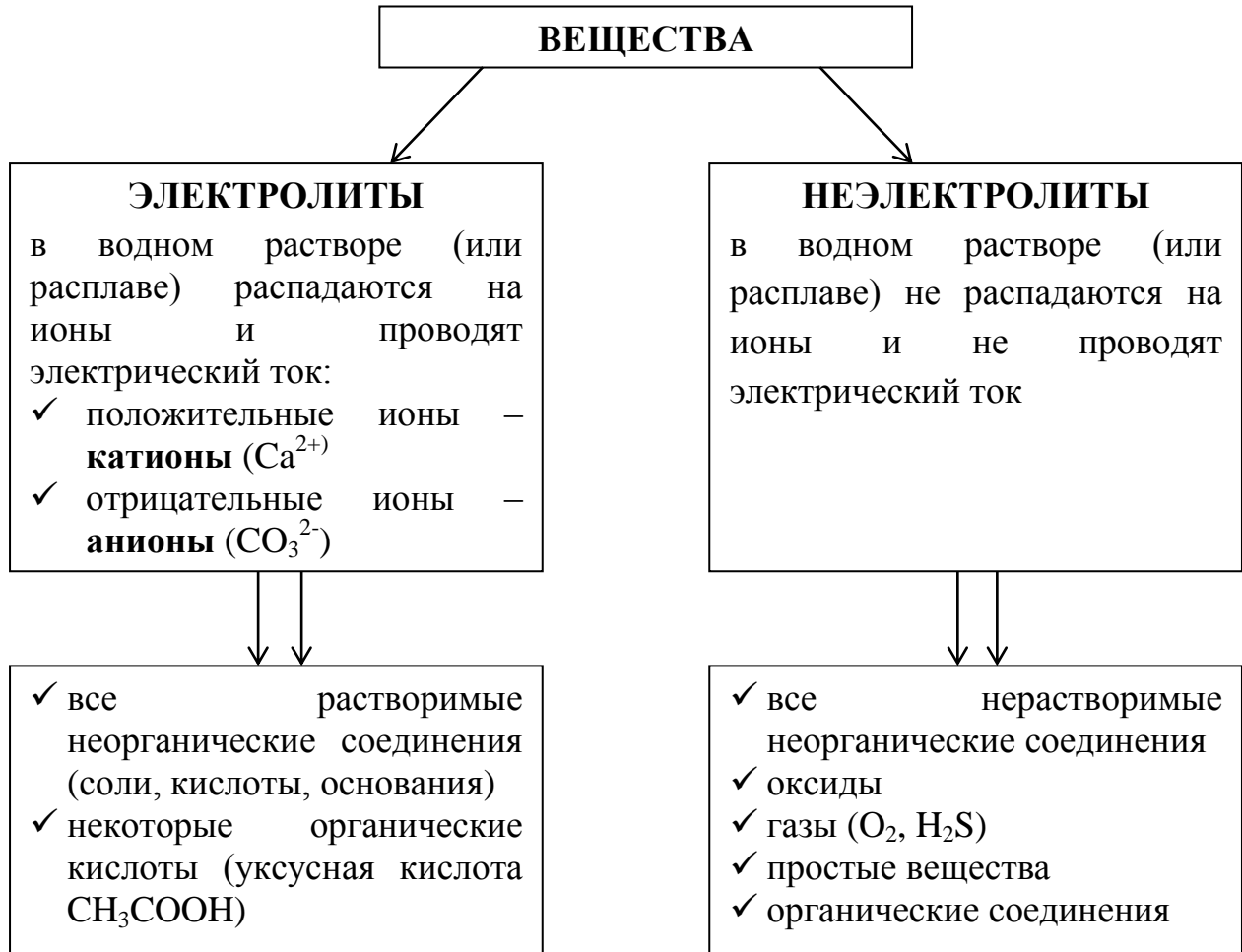
### Типы химических реакций.

Тип химической реакции	Определение	Пример
Соединения	Реакции между двумя простыми веществами, или между несколькими сложными, при этом образуется одно сложное или более сложное вещество.	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{PbO} + \text{SiO}_2 = \text{PbSiO}_3$ $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
Разложения	Реакции, при которых из одного вещества образуется несколько простых или сложных веществ.	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$
Замещения	Реакции между сложным и простым веществами, при которых атомы простого вещества замещают один из атомов сложного	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
Обмена	Реакции между двумя сложными веществами, при которых они обмениваются своими составными частями	$\text{AgNO}_3 + \text{KBr} = \text{AgBr} \downarrow$ $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

### Признаки химических реакций

Изменение цвета исходного вещества	Изменение вкуса исходного вещества	Выпадение осадка	Выделение газа	Появление запаха

## ВОПРОС №7



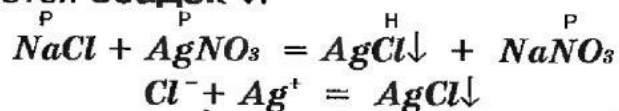
## ВОПРОС №8

### **РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ**

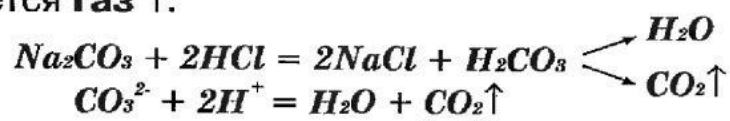
Реакции ионного обмена - это реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов.

Реакции ионного обмена протекают до конца в следующих случаях:

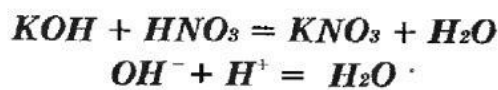
1. Если образуется **осадок** ↓:



2. Если выделяется **газ** ↑:



3. Если образуется малодиссоциирующее вещество - **H<sub>2</sub>O**:



Если в растворах нет таких ионов, которые могут связываться между собой с образованием осадка ↓, газа ↑ или воды H<sub>2</sub>O, то реакция является **обратимой**.

## ВОПРОС №9

### РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Li K Ba Ca Na Mg Al Be Mn Cr Zn Fe Cd Co Ni Sn Pb **H<sub>2</sub>** Sb Cu Hg Ag Pt Au

#### Правила пользования рядом:

1. Слева направо уменьшается химическая активность и восстановительная способность металлов как простых веществ.

2. Слева направо возрастает окислительная способность ионов металлов.

3. Металлы, стоящие левее водорода, вытесняют его из кислот; металлы, стоящие правее водорода, с кислотами не реагируют. (*Исключением* являются серная концентрированная и азотная кислоты, которые не выделяют водород и могут реагировать с металлами, стоящими после H.)

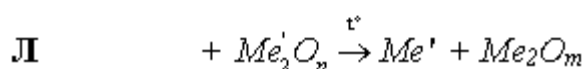
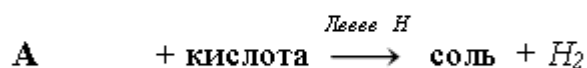
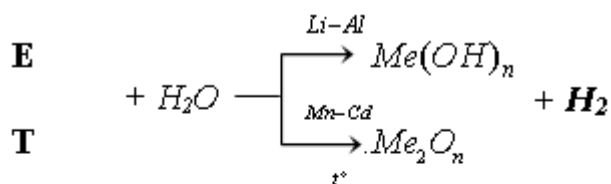
4. Металлы, стоящие до алюминия (включительно) образуют с водой гидроксиды; от алюминия до кадмия – оксиды. Остальные с водой не реагируют.

5. Металлы, стоящие левее, вытесняют из солей металлы, стоящие правее. (*Исключение:* металлы до магния не могут вытеснять другие металлы из растворов солей, так как в первую очередь реагируют с водой, образуя щёлочи.)

Данные закономерности соблюдаются только в растворах. В расплавах действуют другие правила. Так, алюминий может вытеснить калий из его оксида:  $3K_2O + Al \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 6K \uparrow$

#### Схема взаимодействия металлов:

**М** + неметалл → бинарное соединение (соль, оксид)



## ВОПРОС №9

### РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ЭЛЕМЕНТОВ

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

усиление электроотрицательности



#### *Химические свойства неметаллов*

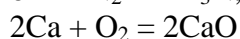
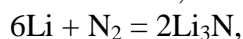
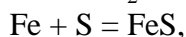
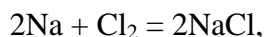
Химические элементы-неметаллы могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства, в зависимости от химического превращения, в котором они принимают участие.

Атомы самого электроотрицательного элемента – фтора – не способны отдавать электроны, он всегда проявляет только окислительные свойства, другие элементы могут проявлять и восстановительные свойства, хотя намного в меньшей степени, чем металлы.

Наиболее сильными окислителями являются фтор, кислород и хлор, преимущественно восстановительные свойства проявляют водород, бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк и теллур. Промежуточные окислительно-восстановительные свойства имеют азот, сера, йод.

#### **Взаимодействие с простыми веществами**

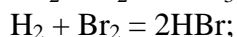
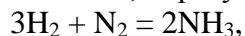
##### 1. **Взаимодействие с металлами:**



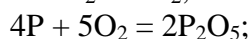
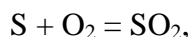
в этих случаях неметаллы проявляют окислительные свойства, они принимают электроны, образуя отрицательно заряженные частицы.

##### 2. **Взаимодействие с другими неметаллами:**

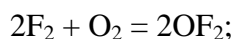
- взаимодействуя **с водородом**, большинство неметаллов проявляет окислительные свойства, образуя летучие водородные соединения – ковалентные гидриды:



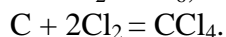
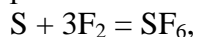
- взаимодействуя **с кислородом**, все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства:



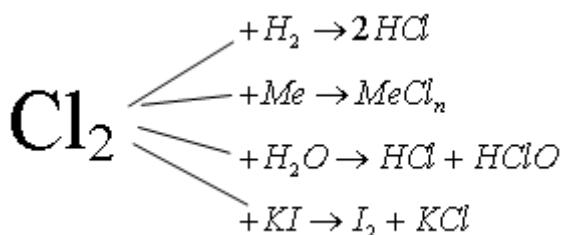
- при взаимодействии **с фтором** фтор является окислителем, а кислород – восстановителем:



- неметаллы взаимодействуют **между собой**, более электроотрицательный металл играет роль окислителя, менее электроотрицательный – роль восстановителя:



#### **Химические свойства галогенов**



## ВОПРОС №10

<b>ОКСИДЫ</b>	
<b>Несолеобразующие</b>	CO, N <sub>2</sub> O, NO
<b>Солеобразующие</b>	<b>Основные</b> - это оксиды металлов, в которых последние проявляют небольшую степень окисления +1, +2 (Na <sub>2</sub> O; MgO; CuO)
	<b>Амфотерные</b> - (обычно для металлов со степенью окисления +3, +4). В качестве гидратов им соответствуют амфотерные гидроксиды (ZnO; Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; SnO <sub>2</sub> )
	<b>Кислотные</b> - это оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления от +5 до +7 (SO <sub>2</sub> ; SO <sub>3</sub> ; P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ; Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ; CrO <sub>3</sub> )
	<b>Основным оксидам</b> соответствуют основания, <b>кислотным</b> – кислоты, <b>амфотерным</b> – и те и другие

### Химические свойства оксидов

Основные	Кислотные	Амфотерные
1. Взаимодействие с водой		
Образуют щелочи $K_2O + H_2O = 2KOH$	Большинство образует кислоты $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	Не взаимодействуют
2. Взаимодействие с кислотами		
Образуют соль и воду $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$	Не взаимодействуют	Образуют соль и воду $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$
3. Взаимодействие с основаниями		
Не взаимодействуют	Образуют соль и воду $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$	Образуют соль $ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$
4. Взаимодействие между собой		
Реагируют между собой с образованием соли $CaO + CO_2 = CaCO_3$		

## ВОПРОС №11

**Основания** - сложные вещества, в которых атомы металлов соединены с одной или несколькими гидроксильными группами (с точки зрения теории электролитической диссоциации, основания - сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы металла (или  $\text{NH}_4^+$ ) и гидроксид - анионы  $\text{OH}^-$ )

### Химические свойства

Щёлочи	Нерастворимые основания
1. Действие на индикаторы.	
лакмус - <b>синий</b> метилоранж - <b>жёлтый</b> фенолфталеин - <b>малиновый</b>	—
2. Взаимодействие с кислотными оксидами.	
$2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{KHCO}_3$	—
3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)	
$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. Обменная реакция с солями	
$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$ $3\text{KOH} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KNO}_3$	—
5. Термический распад.	
—	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
<b>Амфотерные гидроксиды( <math>\text{Al}(\text{OH})_3</math>, <math>\text{Zn}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Be}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Fe}(\text{OH})_3</math> и другие.</b>	
Взаимодействуют с кислотами $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Взаимодействуют с щелочами $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$



## ВОПРОС №11

**Кислоты** - сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. (С точки зрения теории электролитической диссоциации: кислоты - электролиты, которые при диссоциации в качестве катионов образуют только  $H^+$ ).

<b>Бескислородные:</b>		<b>Название соли</b>
HCl - хлористоводородная (соляная)	одноосновная	хлорид
HBr - бромистоводородная	одноосновная	бромид
HI - йодистоводородная	одноосновная	йодид
HF - фтористоводородная (плавиковая)	одноосновная	фторид
H <sub>2</sub> S - сероводородная	двухосновная	сульфид
<b>Кислородсодержащие:</b>		
HNO <sub>3</sub> - азотная	одноосновная	нитрат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> - сернистая	двухосновная	сульфит
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> - серная	двухосновная	сульфат
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> - угольная	двухосновная	карбонат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> - кремниевая	двухосновная	силикат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> - ортофосфорная	трёхосновная	ортофосфат

### Химические свойства

<b>к и с л о т а</b>	$\rightleftharpoons H^+ + (\text{Кисл. ост.})^{n-}$ (изменяют цвет индикаторов)
	$+Me \text{ (до H)} \rightarrow \begin{array}{ c } \hline C \\ \hline \end{array} + H_2$
	$+MeO \rightarrow \begin{array}{ c } \hline O \\ \hline \end{array} + H_2O$
	$+Me(OH)_m \rightarrow \begin{array}{ c } \hline L \\ \hline \end{array} + H_2O$
	$+ \text{ соль } \rightarrow \begin{array}{ c } \hline B \\ \hline \end{array} + \text{ кислота } (\uparrow, \downarrow, H_2O)$

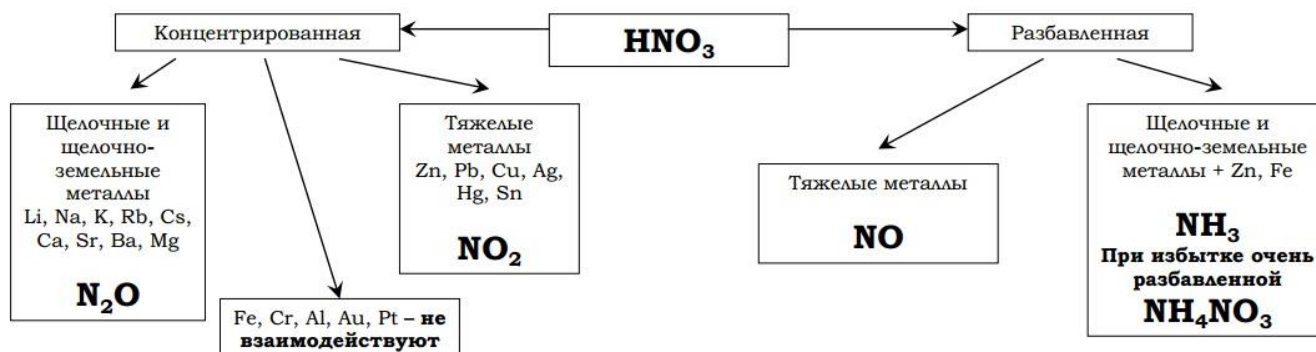
Кислородсодержащие	Бескислородные
<b>1. Изменяют окраску индикаторов</b>	
лакмус-красный, метилоранж-красный (только для растворимых кислот)	
<b>2. Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода</b>	
$H_2SO_4 + Ca = CaSO_4 + H_2 \uparrow$	$2HCl + Ca = CaCl_2 + H_2 \uparrow$
<b>2. Взаимодействие с основными оксидами</b>	
$H_2SO_4 + CaO = CaSO_4 + H_2O$	$2HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O$
<b>3. Взаимодействие с основаниями</b>	
$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + 2H_2O$	$2HCl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O$
<b>4. Взаимодействие с амфотерными оксидами</b>	
$H_2SO_4 + ZnO = ZnSO_4 + H_2O$	$2HCl + ZnO = ZnCl_2 + H_2O$
<b>5. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество</b>	
$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$	$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$
<b>6. При нагревании</b>	
Слабые кислоты легко разлагаются $H_2SiO_3 = H_2O + SiO_2$	$H_2S = H_2 + S$

дополнение к 11 вопросу

✓ особые свойства концентрированной серной кислоты ( $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ )

Металлы	активные	Средней активности	малоактивные	благородные
	Li, Ca, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al(п)	Zn, Cd, Sn, Mn(п), Cr(п), Fe(п), Co(п), Ni(п), Pb(п)	Cu, Ru, Hg, Ag, Rh, Pd, Bi(п)	Au, Pt, Ir
<b>Концентрированная кислота</b>	$\text{H}_2\text{S}$	S	$\text{SO}_2$	-
$\text{Неметалл} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{кислота} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$				
<b>Пассивация:</b> с холодной конц. серной кислотой не реагируют: <b>Al, Cr, Fe, Be, Co</b> При нагревании пассивирующие пленки растворяются, и взаимодействие с кислотой протекает интенсивно.				
Не реагируют с серной кислотой ни при какой концентрации: <b>Au, Pt, Pd.</b>				

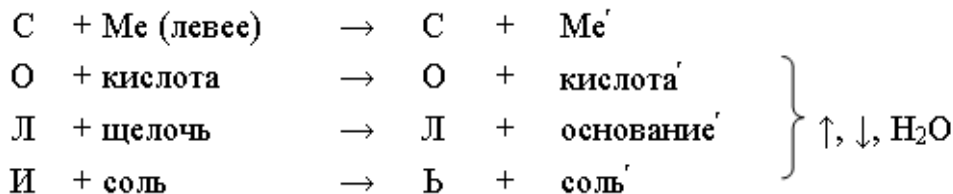
✓ особые свойства азотной кислоты ( $\text{HNO}_{3(\text{конц})}$ ,  $\text{HNO}_{3(\text{р-р})}$ )



## ВОПРОС №12

**Соли** - сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотных остатков. Это наиболее многочисленный класс неорганических соединений.

### Схема взаимодействия солей



### Химические свойства солей.

<b>Термическое разложение:</b>	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$
<b>Схема разложения нитратов</b>	$  \begin{array}{l}  \text{Ме до Mg} \\  \text{Me}(\text{NO}_3)_n \xrightarrow{\text{от Mg до Cu}} \text{O}_2 + \text{Me}(\text{NO}_2)_n \\  \xrightarrow{\text{после Cu}} \text{O}_2 + \text{NO}_2 + \text{Me}_2\text{O}_n \\  \xrightarrow{\hspace{1.5cm}} \text{O}_2 + \text{NO}_2 + \text{Me}  \end{array}  $
<b>Соль+металл</b> (Металлы, стоящие левее, вытесняют из солей металлы, стоящие правее. (Исключение: металлы до магния не могут вытеснять другие металлы из растворов солей, так как в первую очередь реагируют с водой, образуя щёлочи.))	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
<b>Соль+соль</b>	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
<b>Соль+щелочь</b>	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
<b>Соль+кислота</b>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
<b>Гидролиз</b> (взаимодействие с водой)	$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S}$

## ВОПРОС №13

**Чистое вещество** имеет определенный постоянный состав или структуру (соль, сахар). Чистое вещество может быть элементом или соединением.

**Смеси** - это физические сочетания чистых веществ, не имеющие определенного или чистого состава. Смеси могут быть однородными и неоднородными.

**Однородными (гомогенными)** называют такие смеси, частицы в которых нельзя обнаружить ни визуально, ни с помощью оптических приборов, поскольку вещества находятся в раздробленном состоянии на микроуровне.

### Примеры однородных (гомогенных) смесей

Истинные растворы (поваренная соль + вода, раствор спирта в воде)

Твёрдые растворы, сплавы, например, латунь, бронза.

Газовые растворы (смеси любых количеств и любого числа газов)

### Способы разделения однородных (гомогенных) смесей

**Дистилляция** (лат. distillatio — стекание каплями) — перегонка, испарение жидкости с последующим охлаждением и конденсацией паров (вода-поваренная соль).

**Кристаллизация** — процесс фазового перехода вещества из жидкого состояния в твёрдое кристаллическое с образованием кристаллов (вода-сахар).

**Выпаривание** – это выделение нелетучих твердых веществ из раствора в летучем растворителе – в частности в воде (вода-поваренная соль).

**Перегонка** — способ разделения или очистки веществ, основанный на различных температурах кипения (нефть)

**Неоднородными (гетерогенными)** называют смеси, в которых частицы можно обнаружить либо визуально, либо с помощью оптических приборов. Причём эти вещества находятся в разных агрегатных состояниях (фазах).

### Примеры неоднородных (гетерогенных) смесей

Суспензии (твёрдое+жидкость), например вода+песок

Эмульсии (жидкость+жидкость), например вода +жир

Аэрозоли (газ+жидкость), например туман

### Способы разделения неоднородных (гетерогенных) смесей

**Фильтрация** – это способ, основанный на различной способности фильтра пропускать вещества, из которых состоит смесь (вода-песок).

**Отстаивание** – это способ, основанный на различной плотности веществ (вода-мел).

**Центрифугирование** (вода-мел), **магнитная сепарация** (железо-медь)

## **Правила работы в химической лаборатории**

1. Работать в лаборатории необходимо в специальной одежде (халате), а при проведении опытов с особо опасными веществами использовать респиратор, защитные очки, перчатки. Волосы должны быть убраны.
2. В лаборатории следует вести себя аккуратно, не бегать, не размахивать руками. На лабораторном столе во время работы не должно быть посторонних предметов.
3. Работа должна быть предварительно спланирована учащимся и одобрена преподавателем. Постарайтесь ограничить самостоятельность — это опасно! В любой экстренной ситуации обращайтесь к учителю!
4. Работать нужно аккуратно, результат опыта зависит от чистоты проведения эксперимента.
5. Строго запрещается принимать в лаборатории пищу и напитки. После проведения опытов необходимо тщательно вымыть руки. Запрещается пробовать вещества на вкус.
6. Все опыты с ядовитыми и пахучими веществами выполнять в вытяжном шкафу.
7. Химические реактивы брать только шпателем, пинцетом или ложечкой (не руками!).
8. Неизрасходованные реактивы не высыпать и не выливать обратно в те сосуды, откуда они были взяты.
9. Опасные продукты реакции сливать только в соответствующие банки в вытяжном шкафу.
10. Жидкости переливать через химические воронки. Слянку, из которой переливают жидкость, необходимо держать этикеткой к руке во избежание ее порчи.
11. При нагревании растворов и веществ в пробирке необходимо использовать держатель. Отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и других работающих.
12. Нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости.
13. При необходимости определить запах выделяющихся при реакции газов нужно легким движением ладони направить струю газа от горлышка сосуда к себе и осторожно вдохнуть.
14. При разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями приливать кислоту (или концентрированный раствор щелочи) в воду, а не наоборот.

## ВОПРОС №14

**Степень окисления** легко определить по формуле вещества и наоборот: зная степени окисления, можно составить формулу вещества. Для этого нужно знать следующие закономерности:

1. У атомов в составе простых веществ степень окисления равна нулю:  $\text{Cl}_2^0$ ;  $\text{Na}^0$ ;  $\text{Cu}^0$ ;  $\text{O}_2^0$ .
2. В соединениях степень окисления металлов главных подгрупп I, II, III групп равна номеру группы со знаком «+».  
 $\overset{+1}{\text{Na}} \text{Cl}$ ;  $\overset{+2}{\text{Ca}} \text{Cl}_2$ ;  $\overset{+3}{\text{Al}} \text{Cl}_3$
3. В соединениях степень окисления фтора всегда равна  $-1$ :  $\overset{-1}{\text{Na}} \text{F}$ ;  $\overset{-1}{\text{P}} \text{F}_5$ .
4. В соединениях с неметаллами степень окисления водорода  $+1$ :  $\overset{+1}{\text{H}_2} \text{O}$ . В соединениях с металлами степень окисления водорода  $-1$ :  $\overset{+1}{\text{Na}} \overset{-1}{\text{H}}$ .
5. В соединениях степень окисления кислорода, как правило, равна  $-2$ :  $\overset{+4}{\text{C}} \overset{-2}{\text{O}_2}$ ;  $\overset{-2}{\text{H}_2} \overset{-2}{\text{S}} \text{O}_4$ .
- В редких случаях  $+1$ ;  $+2$ ;  $-1$ :  $\overset{+1}{\text{O}_2} \overset{-1}{\text{F}_2}$ ;  $\overset{+2}{\text{O}} \overset{-1}{\text{F}_2}$ ;  $\overset{+1}{\text{H}_2} \overset{-1}{\text{O}_2}$ .
6. Отрицательная степень окисления неметаллов определяется, как № группы – 8. Например, у азота:  $5 - 8 = -3$ .
7. Положительная степень окисления у большинства элементов – величина переменная. Высшая степень окисления равна номеру подгруппы.

**Как определить степень окисления конкретного химического элемента**  
Определение степени окисления для конкретного химического элемента подчиняется следующим правилам:

1. Степень окисления простых веществ всегда равна нулю.
2. Щелочные металлы, которые находятся в первой группе периодической таблицы, имеют степень окисления  $+1$ .
3. Щелочноземельные металлы, занимающие в периодической таблице вторую группу, имеют степень окисления  $+2$ .
4. Водород в соединениях с различными неметаллами всегда проявляет степень окисления  $+1$ , а в соединениях с металлами  $+1$ .
5. Степень окисления молекулярного кислорода во всех соединениях, рассматриваемых в школьном курсе неорганической химии, равна  $-2$ . Фтора  $-1$ .
6. При определении степени окисления в продуктах химических реакций исходят из правила электронейтральности, в соответствии с которым сумма степеней окисления различных элементов, входящих в состав вещества, должна быть равна нулю.  
Алюминий во всех соединениях проявляет степень окисления равную  $+3$ .

## ВОПРОС №15

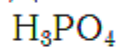
**Массовая доля** ( $\omega$  – «омега») элемента рассчитывается в долях единицы или в процентах и показывает, какая часть массы вещества приходится на данный элемент.

$$\omega(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э}) \cdot n}{M_r(\text{вещества})} \cdot 100 \%$$

где  $n$  – число атомов элемента в веществе.

**Пример.** Определите массовые доли элементов в фосфорной кислоте  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Дано:



$\omega(\text{H})$  — ?

$\omega(\text{P})$  — ?

$\omega(\text{O})$  — ?

Решение

1. Вычисляем относительную молекулярную массу фосфорной кислоты:

$$\begin{aligned} M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) &= 3 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98. \end{aligned}$$

2. Рассчитываем массовые доли  $\omega$  атомов каждого элемента:

$$\omega(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot 3}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{3}{98} = 0,03, \text{ или } 3 \%$$

$$\omega(\text{P}) = \frac{A_r(\text{P}) \cdot 1}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{31}{98} = 0,32, \text{ или } 32 \%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O}) \cdot 4}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{64}{98} = 0,65, \text{ или } 65 \%$$

Ответ:  $\omega(\text{H}) = 3 \%$ ;  $\omega(\text{P}) = 32 \%$ ;  $\omega(\text{O}) = 65 \%$ .

Обратите внимание на то, что  $\omega(\text{H}) + \omega(\text{P}) + \omega(\text{O}) = 1$ , или 100 %.

**ВОПРОС №16**

*Вся теория рассматривается в 1 и 2 вопросе*

**ВОПРОС №17**

## ВОПРОС №18

### Цвета индикаторов в различных растворах (средах)

Вещество	кислота	вода	щёлочь
Индикатор \ Среда	кислая	нейтральная	щелочная
лакмус	красный	фиолетовый	синий
метилоранж	красный	оранжевый	желтый
фенолфталеин	бесцветный		красный

**Качественными** называются **реакции**, с помощью которых можно обнаружить данный ион (или вещество) в анализируемом растворе.

Качественная реакция должна обязательно сопровождаться каким-либо **эффектом**:

- 1) выпадением осадка;
- 2) выделением газа;
- 3) изменением цвета раствора.

**Качественные реакции на катионы щелочных металлов ( $Li^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Rb^+$ ,  $Cs^+$ ).**

Катионы щелочных металлов возможно провести только с сухими солями, т.к. практически все соли щелочных металлов растворимы. Обнаружить их можно при внесении небольшого количества соли в пламя горелки. Тот или иной катион окрашивает пламя в соответствующий цвет:

$Li^+$  — темно-розовый.

$Na^+$  — желтый.

$K^+$  — фиолетовый.

$Rb^+$  — красный.

$Cs^+$  — голубой.

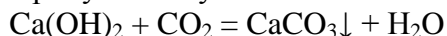
**Качественная реакция на водород  $H_2$ .** Лающий хлопок при поднесении горячей лучинки к источнику водорода.

**Качественная реакция на азот  $N_2$ .** Тушение горячей лучинки в атмосфере азота. При пропускании в раствор  $Ca(OH)_2$  осадок не выпадает.

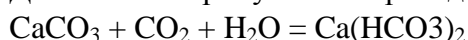
**Качественная реакция на кислород  $O_2$ .** Яркое загорание тлеющей лучинки в атмосфере кислорода.

**Качественная реакция на углекислый газ (диоксид углерода)  $CO_2$ .** Тушение тлеющей лучинки в атмосфере углекислого газа.

Пропускание углекислого газа в раствор гашеной извести  $Ca(OH)_2$ :



Дальнейшее пропускание приведет к растворению осадка:





### Качественные реакции на некоторые ионы

Определяемый ион	Реагент	Уравнение реакции	Признак реакции
1	2	3	4
<b>Качественные реакции на катионы</b>			
$H^+(H_3O^+)$	Лакмус	*	Изменение цвета лакмуса с фиолетового на красный
$NH_4^+$	$OH^-$	$NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$	Появление запаха аммиака
$Cu^{2+}$	$OH^-$	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$ $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$	Выпадение синего студенистого осадка $Cu(OH)_2$ , чернеющего при нагревании ( $CuO$ — чёрный)
$Fe^{3+}$	$CNS^-$	$2Fe^{3+} + 6CNS^- = Fe[Fe(CNS)_6]$	Появление кроваво-красной окраски
$Fe^{2+}$	$K_3[Fe(CN)_6]$	$Fe^{2+} + K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-} = KFe[Fe(CN)_6]\downarrow$	Появление синей окраски, выпадение осадка
<b>Качественные реакции на анионы</b>			
$OH^-$	Фенолфталеин	*	Появление малиновой окраски
$NO_3^-$	Дифениламин	*	Появление синей окраски
$Cl^-$	$Ag^+$	$Cl^- + Ag^+ = AgCl\downarrow$	Выпадение белого творожистого осадка $AgCl$ , растворимого в аммиаке
$Br^-$	$Ag^+$	$Br^- + Ag^+ = AgBr\downarrow$	Выпадение светло-жёлтого осадка $AgBr$
$I^-$	$Ag^+$	$I^- + Ag^+ = AgI\downarrow$	Выпадение светло-жёлтого осадка $AgI$ , нерастворимого в аммиаке
	$Pb^{2+}$	$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow$	Выпадение светло-жёлтого кристаллического осадка $PbI_2$ **
$S^{2-}$	$Pb^{2+}$	$S^{2-} + Pb^{2+} = PbS\downarrow$	Выпадение чёрного осадка $PbS$
	$Cd^{2+}$	$S^{2-} + Cd^{2+} = CdS\downarrow$	Выпадение жёлтого осадка $CdS$
$SO_3^{2-}$	$H^+(H_3O^+)$	$SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2\uparrow + H_2O$	Появление запаха сернистого газа $SO_2$
$SO_4^{2-}$	$Ba^{2+}$	$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$	Выпадение белого кристаллического осадка $BaSO_4$
$CO_3^{2-}$	$H^+(H_3O^+)$ , $Ca(OH)_2$ р-р (известковая вода)	а) $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$ б) $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$	При действии сильных кислот — выделение газа, вызывающего помутнение известковой воды
$SiO_3^{2-}$	$H^+(H_3O^+)$	$SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3\downarrow$ ***	Выпадение гелеобразного осадка кремниевой кислоты
$PO_4^{3-}$	$Ag^+$	$PO_4^{3-} + 3Ag^+ = Ag_3PO_4\downarrow$	Выпадение жёлтого осадка $Ag_3PO_4$ , растворимого в азотной кислоте
$CH_3COO^-$	$H^+(H_3O^+)$	$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$	Появление характерного запаха уксусной кислоты

**ВОПРОС №19**

*Вся теория рассматривается в 9-12 вопросе*

**ВОПРОС №20**

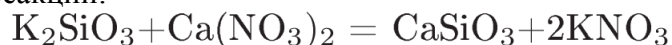
*Вся теория рассматривается в 4 и 14 вопросе*

## ВОПРОС №21

1. К раствору силиката калия массой 20,53 г и массовой долей 15% прилили избыток раствора нитрата кальция. Вычислите массу образовавшегося осадка.

**Решение.**

1) Составим уравнение реакции:



2) Рассчитаем массу и количество вещества силиката калия, содержащегося в растворе:

$$m(\text{K}_2\text{SiO}_3) = m_{(p-pa)} \cdot \frac{\omega}{100} = 20,53 \cdot 0,15 = 3,08 \text{ г};$$
$$n(\text{K}_2\text{SiO}_3) = m(\text{K}_2\text{SiO}_3) / M(\text{K}_2\text{SiO}_3) = 3,08 : 154 = 0,02 \text{ моль}.$$

3) Определим массу осадка:

по уравнению реакции  $n(\text{K}_2\text{SiO}_3) = n(\text{CaSiO}_3) = 0,02 \text{ моль};$

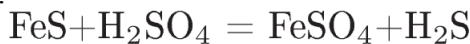
$$m(\text{CaSiO}_3) = n(\text{CaSiO}_3) \cdot M = 0,02 \cdot 116 = 2,32 \text{ г}.$$

**Ответ: 2,32 г**

2. Вычислите объём газа (н. у.), который выделится при действии избытка сульфида железа(II) на 490 г 10%-ного раствора серной кислоты.

**Решение.**

1) Составим уравнение реакции:



2) Рассчитаем массу и количество вещества серной кислоты, содержащейся в растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 490 \cdot 0,1 = 49 \text{ г};$$
$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49 : 98 = 0,5 \text{ моль}.$$

3) Определим объём сероводорода:

по уравнению реакции  $n(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль};$

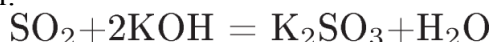
$$V(\text{H}_2\text{S}) = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л}.$$

Ответ: 11,2 л.

3. После пропускания через раствор гидроксида калия 4,48 л сернистого газа (н. у.) получили 252,8 г раствора сульфита калия. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

**Решение.**

1) Составим уравнение реакции:



2) Рассчитаем массу и количество вещества сульфита калия, полученного в результате реакции:

$$n(\text{SO}_2) = V(\text{SO}_2) / V_m = 4,48 : 22,4 = 0,2 \text{ моль};$$

по уравнению реакции  $n(\text{K}_2\text{SO}_3) = n(\text{SO}_2) = 0,2 \text{ моль}.$

3) Определим массовую долю сульфита калия в растворе:

$$m(\text{K}_2\text{SO}_3) = n(\text{K}_2\text{SO}_3) \cdot M(\text{K}_2\text{SO}_3) = 0,2 \cdot 158 = 31,6 \text{ г};$$

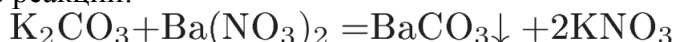
$$\omega(\text{K}_2\text{SO}_3) = m(\text{K}_2\text{SO}_3) : m_{p-pa} = 31,6 : 252,8 = 0,125, \text{ или } 12,5\%.$$

**Ответ: 12,5 %.**

4. При взаимодействии избытка раствора карбоната калия с 10%-ным раствором нитрата бария выпало 3,94 г осадка. Определить массу взятого для опыта раствора нитрата бария.

**Решение.**

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества карбоната бария и масса нитрата бария:

$$n(\text{BaCO}_3) = m(\text{BaCO}_3) / M(\text{BaCO}_3) = 3,94 : 197 = 0,02 \text{ моль};$$

$$n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{BaCO}_3) = 0,02 \text{ моль};$$

$$m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \cdot 261 = 5,22 \text{ г}.$$

3) Определена масса раствора нитрата бария:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) / \omega(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 5,22 / 0,1 = 52,2 \text{ г}.$$

**Ответ: 52,2 г.**

## ВОПРОС №22

*Все химические свойства рассматриваются в 6,8-12 вопросах.*

### ОПРЕДЕЛИТЕЛЬ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

$\text{CO}_2$	Газ без цвета и запаха
$\text{NH}_3$	бесцветный газ с резким запахом
$\text{NO}_2$	бурый газ с резким запахом
$\text{N}_2\text{O}$	сладковатый, бесцветный газ
$\text{NO}$	бесцветный газ, самопроизвольно окисляется на воздухе, переходя в бурый оксид азота (IV)
$\text{PH}_3$	Фосфин; бесцветный газ с рыбно – чесночным запахом.
$\text{SO}_2$	бесцветный газ с резким запахом (запах горелых спичек)
$\text{HF}$	бесцветный газ
$\text{HCl}$	бесцветный газ со слабым запахом
$\text{H}_2\text{S}$	газ с запахом тухлых яиц
$\text{F}_2$	светло – жёлто – зелёный газ с резким запахом
$\text{O}_3$	светло – синий газ с характерным запахом свежести
$\text{Cl}_2$	жёлто – зелёный газ с резким (удушливым) запахом,
$\text{H}_2\text{O}_2$	бесцветная жидкость, на свету выделяет пузырьки газа, отбеливает ткани.
$\text{HNO}_3$	бесцветная жидкость, на воздухе выделяет бурые пары.
$\text{H}_2\text{SO}_4$	тяжёлая маслянистая жидкость, при вливании в воду даёт сильное разогревание.
$\text{Br}_2$	<b>жидкость тёмно – бурого (красно – коричневого) цвета с характерным зловонным запахом, ядовит.</b>
$\text{CuSO}_4$	голубая жидкость
$\text{FeCl}_2$	жидкость грязно-зелёного цвета
$\text{FeCl}_3$	жидкость бурого цвета
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	раствор голубого цвета
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	Розоватый раствор
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Раствор бурого цвета
<b>Чёрного цвета, нерастворимые в воде</b>	$\text{P, HgS, FeS, CuO, CrO}_2, \text{MnO}_2, \text{FeO, C}$
$\text{PbS} \downarrow$	осадки чёрного цвета, не растворимые в растворах кислот, которые растворяются при нагревании в $\text{HNO}_3$ (конц.)
$\text{CuS} \downarrow$	
$\text{Ag}_2\text{S} \downarrow$	
$\text{BaSO}_3 \downarrow$	осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка $\text{SO}_2$
$\text{CaSO}_3 \downarrow$	
$\text{CaCO}_3 \downarrow$	осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка $\text{CO}_2$ ; растворяется в кислотах
$\text{BaSO}_4 \downarrow$	белый осадок, не растворимый в кислотах
$\text{CaSO}_4 \downarrow$	белый осадок, не растворим в разбавленных кислотах
$\text{AgCl} \downarrow$	Белый творожистый, нерастворимый в воде, кислотах и $\text{HNO}_3$
$\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$	желеобразный (студенистый) белый осадок, растворяющийся в избытке щелочи
$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	Белый осадок, растворимый в щелочах
$\text{PbO}$	Белый порошок
$\text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow$	Осадок белого цвета
$\text{Al}_2\text{O}_3$	Белый (светло-бурый) порошок
$\text{K}_3\text{PO}_4$	Белый порошок, растворимый в воде

## ВОПРОС №22 (продолжение)

$\text{AlPO}_4\downarrow$	Белый аморфный осадок
$\text{Cr(OH)}_2\downarrow$	Осадок белого (возможно желтоватого) цвета
$\text{SiO}_2$	Порошок белого цвета
$\text{ZnO}$	бесцветный кристаллический порошок, нерастворимый в воде, желтеющий при нагревании
$\text{ZnS}$	Кристаллический порошок белого цвета
Красного, коричневого цвета	$\text{P}$ , $\text{Sb}_2\text{S}_3$ , $\text{Pb}_3\text{O}_4$ , $\text{SnS}$ , $\text{Bi}_2\text{S}_3$ , $\text{HgI}$ , $\text{HgS}$ , $\text{Ag}_2\text{O}$
$\text{Fe(OH)}_3\downarrow$	осадок красно-бурого цвета
$\text{PbO}_2$	темно-коричневого цвета
$\text{Ca}_3\text{P}_2$	твердое вещество светло-коричневого цвета
$\text{Cu}$	красный осадок
Розового, фиолетового цвета	$\text{MnCl}_2$ (р.), $\text{MnS}$ (р.), $\text{I}_2$ (ф.), $\text{KMnO}_4$ (ф.)
$\text{I}_2$	<b>Йод – кристаллическое вещество тёмно – фиолетового цвета с металлическим блеском, имеет характерный запах, ядовит.</b>
$\text{AgBr}\downarrow$	творожистый осадок светло-желтого цвета (кремового цвета), темнеет на свету, нерастворим в $\text{HNO}_3$
$\text{AgI}\downarrow$	творожистый осадок желтого цвета, темнеющий на свету, нерастворим в $\text{HNO}_3$
$\text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$	осадок ярко-желтого цвета, растворим в кислотах
$\text{PbI}_2\downarrow$	порошок лимонного цвета
$\text{CuCl}_2$	жёлто-бурые кристаллы, легко растворимые в воде
$\text{Cr(OH)}_3\downarrow$	серо-зелёный осадок
$\text{Fe(OH)}_2\downarrow$	серо-зеленый осадок
$\text{Cr}_2\text{O}_3$	тугоплавкий порошок зеленого цвета
$\text{Cu(OH)}_2\downarrow$	Осадок голубого (синего) цвета, растворим в кислотах
$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$	Осадок голубого цвета

### Учебно-методическое обеспечение курса.

1. Добротин Д.Ю., Каверина А.А., Болотов Д.В., Боровских Т.А. ГИА. Химия. Тематические тренировочные задания. М.: Эксмо 2016, 2017, 2018.
2. ФИПИ. ГИА. Экзамен в новой форме. Химия. 9 класс. Тренировочные варианты экзаменационных работ. М.: АСТ-Астрель, 2017,2018,2019
3. Хомченко А.В. Химия. Государственная итоговая аттестация (по новой форме). 9 класс. Типовые тестовые задания. М.: Экзамен, 2008.
4. Левина Э.М. 9 класс. Химия. Государственная итоговая аттестация (по новой форме). Раздаточный материал тренировочных тестов. Санкт-Петербург: ТРИГОН, 2015.и др.

### Интернет-ресурсы по подготовке к ОГЭ

№ п/п	Название	Электронный адрес
1.	МОиН РФ	<a href="http://www.mon.gov.ru">www.mon.gov.ru</a>
2.	Российский образовательный портал	<a href="http://www.school.edu.ru">www.school.edu.ru</a>
3.	Федеральный институт педагогических измерений (ФИПИ)	<a href="http://www.fipi.ru">www.fipi.ru</a>
4.	Московский институт открытого образования (МИОО)	<a href="http://www.mioo.ru">www.mioo.ru</a>
5.	Открытый сегмент Федерального банка тестовых заданий	<a href="http://www.mathgia.ru">www.mathgia.ru</a>
6.	Федеральный портал «Российское образование»	<a href="http://www.edu.ru">www.edu.ru</a>
7.	Портал о пособиях по подготовке к КИА, об экзаменационных билетах	<a href="http://www.alleng.ru">www.alleng.ru</a>