



# СОДЕРЖАНИЕ

От автора .....	5
<b>Раздел 1. Основы теоретической химии .....</b>	<b>6</b>
1.1. Атом, молекула, вещество .....	6
1.2. Периодический закон .....	11
1.3. Химическая связь .....	11
1.4. Валентность. Степень окисления .....	13
1.5. Классификация и общие свойства основных классов неорганических веществ .....	18
1.6. Растворы .....	29
1.7. Электролиты и неэлектролиты .....	30
1.8. Ионы. Катионы и анионы. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей .....	31
1.9. Гидролиз солей .....	33
1.10. Окислительно-восстановительные реакции и правила их составления .....	35
1.11. Электролиз .....	46
1.12. Обменные реакции и правила их составления .....	48
1.13. Классификация химических реакций .....	51
<b>Раздел 2. Неорганическая химия .....</b>	<b>56</b>
2.1. Элементы группы IA. Щелочные металлы .....	56
2.2. Элементы IIА группы. Щелочноземельные металлы .....	64
2.3. Алюминий .....	70
2.4. Элементы IV группы главной подгруппы. Углерод. Кремний .....	74
2.5. Элементы VA группы. Азот. Фосфор .....	83
2.6. Элементы VI группы главной подгруппы. Халькогены .....	95
2.7. Галогены .....	103
2.8. Водород. Вода. Пероксид водорода .....	111
2.9. Медь .....	115
2.10. Серебро .....	120
2.11. Цинк .....	123
2.12. Хром .....	127
2.13. Марганец .....	131
2.14. Железо .....	136
2.15. Гомологическая связь между классами неорганических веществ .....	142
<b>Раздел 3. Органическая химия .....</b>	<b>147</b>
3.1. Основные понятия и определения .....	147
3.2. Типы связей в молекулах органических веществ. Гибридизация атомных орбиталей углерода. Радикал. Функциональная группа .....	148

3.3. Номенклатура органических веществ .....	150
3.4. Углеводороды .....	151
3.4.1. Алканы .....	151
3.4.2. Циклоалканы .....	157
3.4.3. Алкены .....	160
3.4.4. Диены .....	165
3.4.5. Алкины .....	168
3.4.6. Арены .....	171
3.5. Кислородсодержащие соединения .....	180
3.5.1. Спирты .....	180
3.5.2. Фенолы .....	190
3.5.3. Альдегиды .....	195
3.5.4. Кетоны .....	200
3.5.5. Карбоновые кислоты .....	204
3.5.6. Простые эфиры .....	210
3.5.7. Сложные эфиры .....	212
3.5.8. Жиры .....	214
3.5.9. Углеводы .....	217
3.6. Амины и аминокислоты .....	223
3.6.1. Амины .....	223
3.6.2. Аминокислоты .....	227
3.7. Гомологическая связь между классами органических соединений .....	234
<b>Раздел 4. Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций .....</b>	<b>244</b>
4.1. Расчеты с использованием понятия «массовая доля вещества в растворе» .....	244
4.2. Расчеты объемных отношений газов при химических реакциях .....	252
4.3. Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ .....	255
4.4. Расчеты теплового эффекта реакции .....	258
4.5. Расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси) .....	261
4.6. Расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества ...	265
Список дополнительной литературы .....	268

## ОТ АВТОРА

Настоящее справочное пособие предназначено для подготовки к сдаче единого государственного экзамена (ЕГЭ) по химии, который является как выпускным экзаменом за курс средней школы, так и вступительным экзаменом в вуз.

Пособие адресовано прежде всего учащимся средних школ, слушателям подготовительных курсов, а также учителям и методистам для организации подготовки к ЕГЭ и проведения промежуточного и итогового контроля.

Структура книги определяется перечнем элементов содержания, проверяемых на едином государственном экзамене по химии, а ее содержание — соответствующим ФГОС, приказами Минобразования России и методическими указаниями ФИПИ.

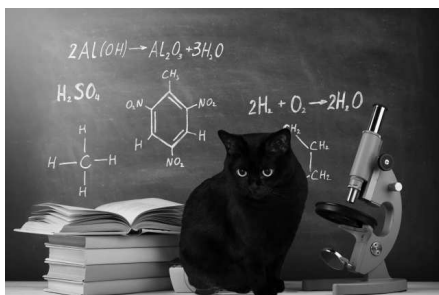
Пособие содержит сведения по всем разделам курса общей, неорганической и органической химии, которые изучают в средней школе, а также многочисленные таблицы с числовыми значениями важнейших физико-химических величин, необходимых для решения задач высокого уровня сложности, которые максимально оцениваются на экзамене.

Подробно разобраны методы решения основных типов расчетных задач базового уровня сложности.

За постоянную практическую помощь, поддержку и внимание при создании этой книги огромное спасибо Т. В. Киселевой. Отдельная благодарность моим друзьям и коллегам: профессорам С. А. Лермонтову, А. С. Шестакову, К. В. Тугушову, М. В. Кузнецову, доцентам Ю. Н. Рейхову, Н. Е. Ваулину, а также А. П. Васильеву, С. А. Эксанову и Н. Е. Власенко.

Я буду признателен читателям за любые замечания и пожелания, которые можно присылать по электронной почте: [antoshinandre@rambler.ru](mailto:antoshinandre@rambler.ru).

*А. Э. Антошин*



# Раздел 1

## ОСНОВЫ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

### 1.1. АТОМ, МОЛЕКУЛА, ВЕЩЕСТВО

#### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

**Химический элемент** — совокупность атомов, характеризующаяся определенным значением (величиной) заряда ядра. Число протонов в атомном ядре и число электронов в оболочке атома равно порядковому или атомному номеру ( $Z$ ) в Периодической системе Д. И. Менделеева.

**Атом** — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

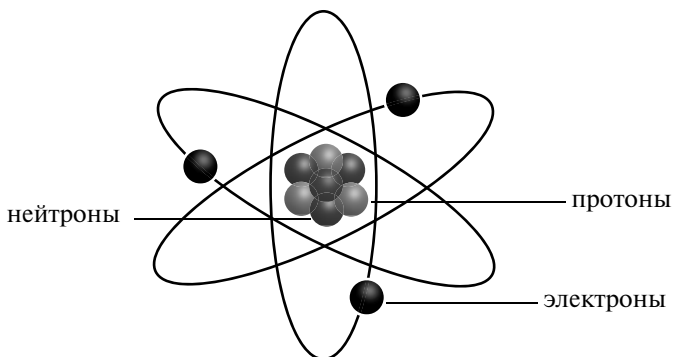
**Абсолютная атомная масса  $m_a$**  — истинная масса атома элемента.

**Атомная единица массы (а.е.м.,  $m_u$ )**, или **углеродная единица**, —  $1/12$  часть массы атома изотопа углерода с массовым числом 12. Численное значение  $1 \text{ а.е.м.} = 1,667 \times 10^{-27} \text{ кг}$ .

**Относительная атомная масса  $A_r$**  — масса атома, выраженная в атомных единицах массы. Ее вычисляют по формуле:

$$A_r = m_a/m_u$$

#### СТРОЕНИЕ АТОМА



## Строение атомов

Современные представления о строении атомов химических элементов

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, которое занимает ничтожную часть пространства внутри атома

2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре

3. Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов. Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а число нейтронов определяют по разнице между атомной массой и зарядом ядра

4. Вокруг ядра по замкнутым орбиталиям движутся электроны. Их число равно порядковому номеру элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева

## ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ЧАСТИЦЫ

**Протон ( $p$ )** — элементарная положительно заряженная частица с абсолютной массой  $1,67 \times 10^{-27}$  кг и зарядом  $1,6 \times 10^{-19}$  Кл. Относительная масса протона равна 1,00728 атомной единицы массы, а заряд составляет +1 условную единицу.

**Нейтрон ( $n$ )** — элементарная электронейтральная частица, масса которой несколько больше массы протона (1,00866 а.е.м.).

**Электрон ( $e^-$ )** — элементарная отрицательно заряженная частица с абсолютной массой  $9,1 \times 10^{-31}$  кг, зарядом  $-1,6 \times 10^{-19}$  Кл. Масса электрона равна  $1/1836$  а.е.м., а его условный заряд  $-1$

## НУКЛИДЫ

**Нуклиды** — различные виды атомов.

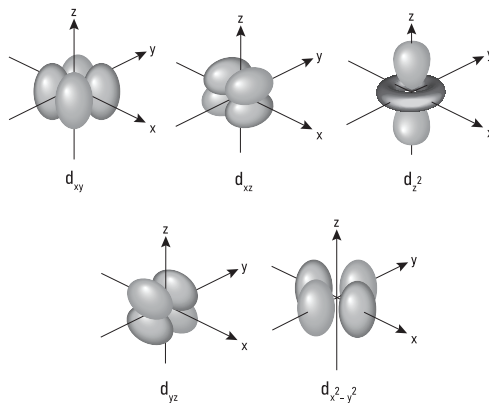
Любые нуклиды характеризуются тремя параметрами:  $A$  — атомная масса,  $Z$  — заряд ядра, равный числу протонов (порядковому номеру),  $N$  — число нейтронов в ядре. Эти параметры связаны соотношением:

$$A = Z + N.$$

**Изотопы** — атомы одного и того же химического элемента, содержащие в своих ядрах одинаковое число протонов, но различное число нейтронов

## АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

1. Практически все вещества состоят из молекул; молекулы различных веществ отличаются между собой химическим составом, размерами и свойствами.
2. Молекулы состоят из атомов. Атомы имеют определенные размеры и массу. Свойства атомов одного и того же элемента одинаковы и отличаются от свойств атомов других элементов.
3. Молекулы находятся в непрерывном движении; между ними существует взаимное притяжение и отталкивание. Скорость движения молекул зависит от температуры.
4. При физических явлениях состав молекул остается неизменным, при химических — из одних молекул образуются другие



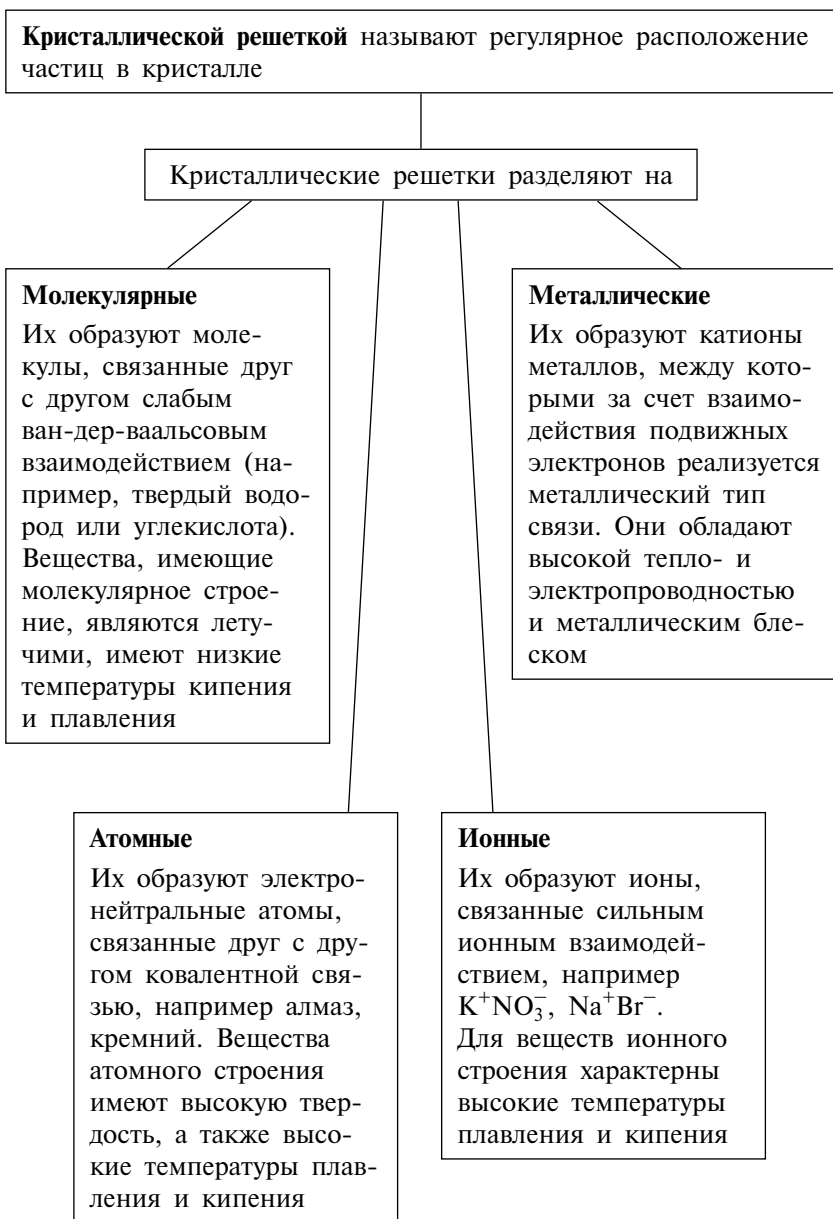
Формы электронных облаков

Электронные конфигурации атомов элементов можно представить в виде электронных формул. Ниже приведены электронные формулы атомов элементов 1–4-го периодов Периодической системы.

Период	Элемент	Электронная формула	Период	Элемент	Электронная формула
1	${}^1\text{H}$	$1s^1$	4	${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
	${}^2\text{He}$	$1s^2$		${}^{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
2	${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$		${}^{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
	${}^4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$		${}^{22}\text{Ti}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
	${}^5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$		${}^{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
	${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$		${}^{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
	${}^7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$		${}^{25}\text{Mn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
	${}^8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$		${}^{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
	${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$		${}^{27}\text{Co}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
	${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$		${}^{28}\text{Ni}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
3	${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$		${}^{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
	${}^{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		${}^{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
	${}^{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$		${}^{31}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
	${}^{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$		${}^{32}\text{Ge}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
	${}^{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$		${}^{33}\text{As}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
	${}^{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$		${}^{34}\text{Se}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
	${}^{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$		${}^{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
	${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$		${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

Обратите особое внимание на электронные формулы хрома и меди, у которых происходит «провал»  $s$ -электрона на  $d$ -подуровень!





## 1.2. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Периодический закон Д. И. Менделеева



*Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов (порядкового номера)*

Графическим изображением Периодического закона является Периодическая система химических элементов.

**Периодом** называют горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания порядковых (атомных) номеров

**Группами** называют вертикальные ряды в Периодической системе. В группах элементы объединены по признаку возможной высшей степени окисления в оксидах. Каждая группа состоит из главной (*A*) и побочной (*B*) подгруппы. Главные подгруппы включают в себя элементы малых периодов и одинаковые с ним по свойствам элементы больших периодов. Побочные подгруппы состоят только из элементов больших периодов

## 1.3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

**Химическая связь** — электростатическое взаимодействие между электронами и ядрами, приводящее к образованию молекул. Ее образуют **валентные электроны**

У *s*- и *p*-элементов валентными являются электроны внешнего слоя

У *d*-элементов валентными являются *s*-электроны внешнего слоя и *d*-электроны предвнешнего слоя

**Длина связи** — среднее расстояние между ядрами двух химически связанных между собой атомов

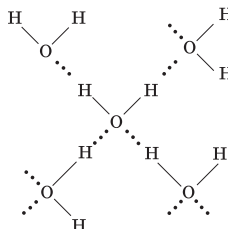
**Энергия химической связи** — количество энергии, необходимое для разрыва химической связи, когда вещество находится в газовой фазе

<b>ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ</b>			
<p><b>Ковалентная неполярная связь</b> возникает между одноименными атомами, связующее их электронное облако равномерно распределено между ними</p>	<p><b>Ковалентная полярная связь</b> возникает между двумя разными неметаллами. Образующая ее электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома, но остается связанной с обоими ядрами</p>	<p><b>Ионной</b> называют предельный случай ковалентной полярной связи, при которой электронная пара полностью переходит от одного атома к другому и связанные частицы превращаются в ионы</p>	<p><b>Металлической</b> называют химическую связь между положительными ионами в кристаллах металлов, которая осуществляется в результате притяжения электронов, свободно перемещающихся по образцу металла</p>

Вид связи	Примеры соединений
Ковалентная неполярная	$H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2$
Ковалентная полярная	$HBr, HI, H_2S, N_2O, SO_2$
Металлическая	$Fe, K, Ni, Ca$
Ионная	$NaCl, KBr, Na_2O, BaO, CaCl_2$

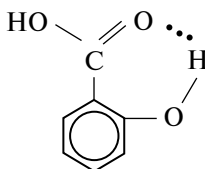
### ОСОБЫЙ ВИД ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ — ВОДОРОДНАЯ

Она бывает межмолекулярной (между молекулами воды, спиртов и т. д.) и внутримолекулярной (в молекулах белков, бензойной кислоты)



*Межмолекулярная водородная связь*

Окончание таблицы



Внутримолекулярная водородная связь

**ВАЖНО ПОМНИТЬ!**

Строго говоря, к соединениям с *ионной связью* можно отнести лишь соединения, для которых разность в электроотрицательности больше 3, но таких соединений известно очень мало. К ним относят фториды щелочных и щелочноземельных металлов. Условно считают, что ионная связь возникает между атомами элементов, разность электроотрицательности которых составляет величину больше 1,7 по шкале Полинга.

**Внутримолекулярная водородная связь** возникает, если в молекуле одновременно имеются группы с донорной и акцепторной способностями. Именно внутримолекулярные водородные связи играют основную роль в образовании пептидных цепей, которые определяют строение белка.

Например, в воде водородная связь возникает благодаря электростатическому и донорно-акцепторному взаимодействию между атомом водорода и атомом кислорода, который ковалентно не связан с данным атомом водорода. Обозначают водородную связь тремя точками (см. выше).

Энергия водородной связи на порядок (в 10 раз) ниже энергии ковалентной связи!

**1.4. ВАЛЕНТНОСТЬ. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ**

**Валентность** — способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов или атомных групп с образованием химической связи. **Валентность атома** определяется числом его неспаренных электронов в основном или возбужденном состоянии, участвующих в образовании общих электронных пар с электронами других атомов

Количественной мерой валентности атома элемента считают число атомов водорода или кислорода (данные элементы считаются соответственно одно- и двухвалентными), которые элемент присоединяет, образуя гидрид формулы  $\text{ЭH}_x$  или оксид формулы  $\text{Э}_n\text{O}_m$

**Пример 1.** Валентность атома водорода равна одному. Следовательно, в соединениях с формулами  $\text{KH}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{CH}_4$  валентности атомов калия, серы, фосфора и углерода равны 1, 2, 3, и 4 соответственно.

**Пример 2.** Валентность атома кислорода равна двум. Следовательно, в соединениях  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  валентность калия, кальция, хрома, углерода, азота, серы и хлора соответственно равны 1, 2, 3, 4, 5, 6 и 7.

**Степень окисления** — понятие, характеризующее состояние элемента в химическом соединении и его поведение в окислительно-восстановительных реакциях.

**Степень окисления** численно равна формальному заряду, который можно приписать элементу, исходя из предположения, что все электроны каждой его связи перешли к более электроотрицательному атому

### ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ШКАЛЕ САНДЕРСОНА\*

Период	Группа									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,1							He —		
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne —		
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83	Ar —		
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr —		

### ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ШКАЛЕ ПОЛИНГА\*

						H 2,1
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5

\* В этих таблицах значение электроотрицательности приведено под символом соответствующего элемента. Чем больше численное значение электроотрицательности атома, тем более электроотрицательным является элемент. Наиболее электроотрицательным является атом фтора, наименее электроотрицательным — атом рубидия.

#### ВАЖНО ПОМНИТЬ!

**Электроотрицательность** элементов в периоде увеличивается, а в группе электроотрицательность в общем случае уменьшается с увеличением атомного номера элемента.

**Степень окисления** обозначают арабской цифрой (со знаком перед цифрой), расположенной над символом элемента, например:  $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$ ,  $\text{H}_3^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$

При составлении формул соединений, состоящих из двух неметаллов, более электроотрицательный из них всегда ставят правее:  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{NO}_2$ . Из этого правила есть некоторые исторически сложившиеся исключения, например  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$  и т. д.

**Правила определения степени окисления элементов в соединениях**

1. Степень окисления элементов в простых веществах равна нулю

2. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле равна нулю

3. Кислород в соединениях проявляет главным образом степень окисления, равную  $-2$  (во фториде кислорода  $\text{OF}_2$  —  $+2$ , в пероксидах металлов типа  $\text{M}_2\text{O}_2$  —  $-1$ )

4. Водород в соединениях проявляет степень окисления  $+1$ , за исключением гидридов активных металлов, например щелочных или щелочноземельных, в которых степень окисления водорода равна  $-1$

5. У одноатомных ионов степень окисления равна заряду иона, например:  $\text{K}^+$  —  $+1$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  —  $+2$ ,  $\text{Br}^-$  —  $-1$ ,  $\text{S}^{2-}$  —  $-2$  и т. д.

6. В соединениях с ковалентной полярной связью степень окисления более электроотрицательного атома имеет знак минус, а менее электроотрицательного — знак плюс

7. В органических соединениях степень окисления водорода равна  $+1$

**Пример 1.** Определить степень окисления элементов в оксидах натрия  $\text{Na}_2\text{O}$ , серы  $\text{SO}_3$  и железа  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

**Решение.** Оксид калия  $\text{K}_2\text{O}$ . Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле равна нулю. Степень окисления кислорода в оксидах равна  $-2$ . Обозначим степень окисления натрия в его оксиде за  $n$ , тогда  $2n + (-2) = 0$  или  $2n = 2$ , отсюда  $n = +1$ , т. е. степень окисления натрия равна  $+1$ .

Оксид серы  $\text{SO}_3$ . Молекула  $\text{SO}_3$  электронейтральна. Суммарный отрицательный заряд трех атомов кислорода составляет  $-2 \times 3 =$

= -6. Следовательно, чтобы уравнять этот отрицательный заряд до нуля, степень окисления серы должна быть равна +6.

Молекула  $Fe_3O_4$  электронейтральна. Суммарный отрицательный заряд четырех атомов кислорода составляет  $-2 \times 4 = -8$ . Чтобы уравнять этот отрицательный заряд, суммарный положительный заряд на трех атомах железа должен быть равен +8. Следовательно, на одном атоме железа должен быть заряд  $8/3 = +8/3$ .

*Следует подчеркнуть, что степень окисления элемента в соединении может быть дробным числом. Такие дробные степени окисления не имеют смысла при объяснении связи в химическом соединении, но могут быть использованы для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.*

Пример 2. Определить степень окисления элементов в соединениях  $NaClO_3$ ,  $K_2Cr_2O_7$ .

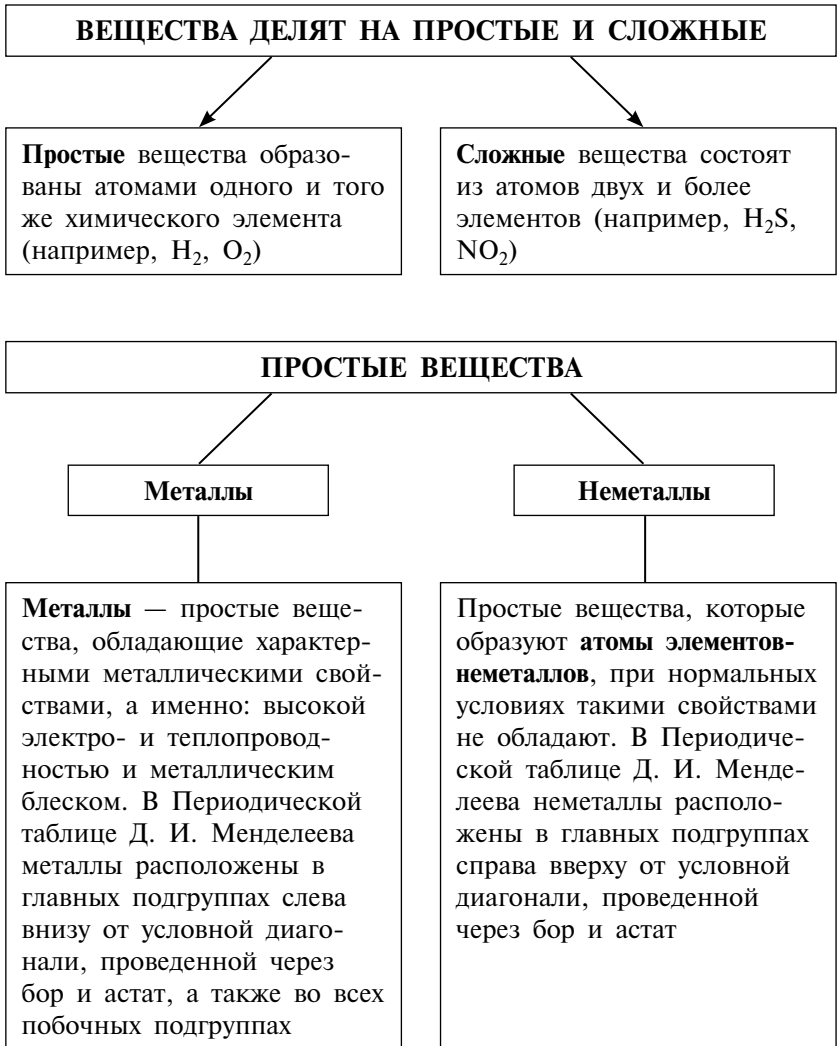
Решение. Молекула  $NaClO_3$  электронейтральна. Степень окисления натрия равна +1, степень окисления кислорода равна -2. Обозначим степень окисления хлора за  $n$ , тогда  $+1 + n + 3 \times (-2) = 0$ , или  $+1 + n - 6 = 0$ , или  $n - 5 = 0$ , отсюда  $n = +5$ . Таким образом, степень окисления хлора равна +5.

Молекула  $K_2Cr_2O_7$  электронейтральна. Степень окисления калия равна +1, степень окисления кислорода равна -2. Обозначим степень окисления хрома за  $n$ , тогда  $2 \times 1 + 2n + 7 \times (-2) = 0$ , или  $+2 + 2n - 14 = 0$ , или  $2n - 12 = 0$ ,  $2n = 12$ , отсюда  $n = +6$ . Таким образом, степень окисления хрома равна +6.

Пример 3. Определим степени окисления серы в сульфат-ионе  $SO_4^{2-}$ . Ион  $SO_4^{2-}$  имеет заряд -2. Степень окисления кислорода равна -2. Обозначим степень окисления серы за  $n$ , тогда  $n + 4 \times (-2) = -2$ , или  $n - 8 = -2$ , или  $n = -2 - (-8)$ , отсюда  $n = +6$ . Таким образом, степень окисления серы равна +6.



## 1.5. КЛАССИФИКАЦИЯ И ОБЩИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



**Сложные вещества** разделяют на условно электроположительную (**катион**) и условно электроотрицательную (**анион**) составляющие. В формуле сложного вещества вначале ставят катион, а затем — анион, например  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . К сложным веществам относят:

<p><b>Оксиды</b> Класс химических соединений, состоящий из какого-либо элемента и атома кислорода со степенью окисления <math>-2</math></p>	<p><b>Основания</b> Класс химических соединений, которые состоят из катиона металла или иона аммония и одной или нескольких гидроксильных групп, способных к замещению на анионы</p>	<p><b>Кислоты</b> Класс химических соединений, которые содержат в своем составе один или несколько катионов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и анионов кислотных остатков</p>	<p><b>Соли</b> Класс химических соединений, которые представляют собой продукты взаимодействия кислот с основаниями</p>
---	--	--	---



Наиболее известные **несолеобразующие оксиды** —  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$

Не проявляют ни основных, ни кислотных свойств; для них характерны окислительно-восстановительные реакции. Подробнее см. раздел 2.5 и 2.4

<p><b>Солеобразующими</b> называют группу кислотных, основных и амфотерных оксидов</p>		
<p><b>Кислотные оксиды</b> образуют неметаллы и некоторые металлы в высших степенях окисления. Примеры кислотных оксидов: <math>\text{CO}_2</math>, <math>\text{SiO}_2</math>, <math>\text{N}_2\text{O}_3</math>, <math>\text{NO}_2</math>, <math>\text{N}_2\text{O}_5</math>, <math>\text{P}_2\text{O}_3</math>, <math>\text{P}_2\text{O}_5</math>, <math>\text{SO}_2</math>, <math>\text{SO}_3</math>, <math>\text{Cl}_2\text{O}_5</math>, <math>\text{Cl}_2\text{O}_7</math>, <math>\text{CrO}_3</math>, <math>\text{Mn}_2\text{O}_7</math></p>	<p><b>Основные оксиды</b> образуют металлы в низших степенях окисления. Наиболее известные из них: <math>\text{Li}_2\text{O}</math>, <math>\text{Na}_2\text{O}</math>, <math>\text{K}_2\text{O}</math>, <math>\text{Rb}_2\text{O}</math>, <math>\text{Cs}_2\text{O}</math>, <math>\text{MgO}</math>, <math>\text{CaO}</math>, <math>\text{SrO}</math>, <math>\text{BaO}</math>, <math>\text{Cu}_2\text{O}</math>, <math>\text{Ag}_2\text{O}</math>, <math>\text{HgO}</math>, <math>\text{PbO}</math>, <math>\text{CrO}</math>, <math>\text{FeO}</math></p>	<p><b>Амфотерными</b> называют оксиды, которые проявляют как основные, так и кислотные свойства в зависимости от другого реагента. Наиболее известные амфотерные оксиды: <math>\text{Al}_2\text{O}_3</math>, <math>\text{Cr}_2\text{O}_3</math>, <math>\text{ZnO}</math>, <math>\text{BeO}</math>, <math>\text{PbO}</math>, <math>\text{SnO}</math>. Ряд оксидов, например <math>\text{CuO}</math>, <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math>, проявляет амфотерные свойства с преобладанием основных</p>

### Классификация оксидов по степени окисления

**Низшими** называют оксиды, в которых элемент проявляет низшую степень окисления, например  $\text{MnO}$  — оксид марганца(II)

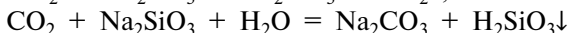
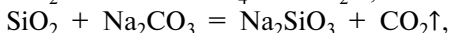
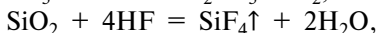
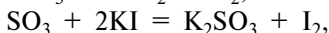
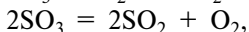
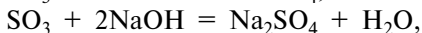
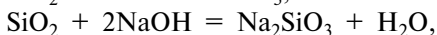
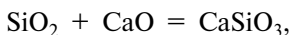
**Высшими** называют оксиды, в которых элемент проявляет высшую степень окисления, например  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  — оксид марганца(VII)

**Промежуточными** называют оксиды, в которых элемент проявляет промежуточную между высшей и низшей степень окисления, например  $\text{MnO}_2$  — оксид марганца(IV)

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ**

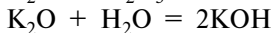
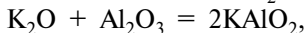
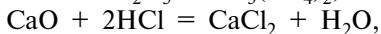
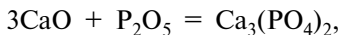
Кислотные оксиды:

- ▶ реагируют с основными оксидами с образованием солей;
- ▶ реагируют с основаниями с образованием солей и воды или кислых солей;
- ▶ реагируют с водой в том случае, *если образующаяся в ходе такой реакции кислота растворима в воде*;
- ▶ вступают в окислительно-восстановительные и обменные реакции

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ**

Основные оксиды реагируют с:

- ▶ кислотными оксидами с образованием солей;
- ▶ кислотами с образованием солей и воды;
- ▶ амфотерными оксидами;
- ▶ водой в том случае, *если образующееся в ходе такой реакции основание растворимо в воде*

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ОКСИДОВ**

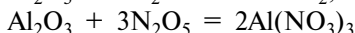
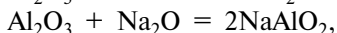
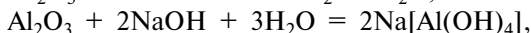
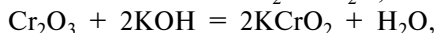
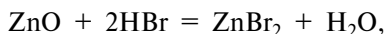
Амфотерные оксиды реагируют с:

- ▶ кислотами с образованием солей и воды;
- ▶ основаниями с образованием солей и воды или комплексных соединений

Окончание таблицы

Некоторые амфотерные оксиды могут реагировать как с кислотными, так и с основными оксидами.

*С водой амфотерные оксиды не взаимодействуют*



**Основаниями** называют класс химических соединений, которые состоят из катиона металла или иона аммония и одной или нескольких гидроксильных групп, способных к замещению на анионы.

**Щелочами** называют растворимые в воде основания

Число гидроксильных групп определяет кислотность основания, например  $\text{NaOH}$  — однокислотное,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  — двухкислотное и т. д.

### РАЗЛИЧАЮТ СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ОСНОВАНИЯ

**Сильные основания:** гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$

**Слабые основания:** все нерастворимые в воде гидроксиды металлов и гидрат аммиака

### ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Основания реагируют с:

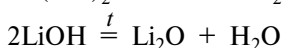
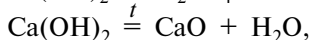
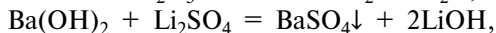
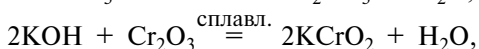
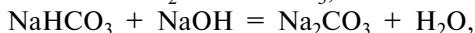
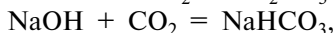
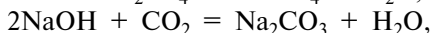
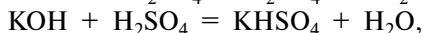
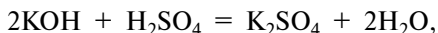
- ▶ кислотами (реакция нейтрализации);
- ▶ кислотными оксидами;
- ▶ кислыми солями.

Все эти реакции идут с образованием солей и воды.

Щелочи при сплавлении с амфотерными оксидами дают соль и воду

Окончание таблицы

Щелочи могут вступать в реакции обмена с солями, если в результате этой реакции образуется осадок.  
Все нерастворимые в воде основания, а также гидроксид лития, при нагревании разлагаются на оксид и воду



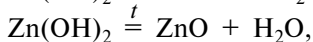
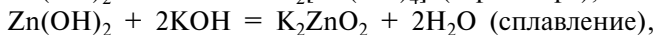
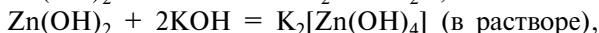
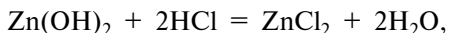
**Амфотерными** называют гидроксиды, способные реагировать как с кислотами, так и с основаниями. Амфотерные гидроксиды:  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ . Некоторые гидроксиды, например  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , проявляют амфотерные свойства с преобладанием основных

### ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Амфотерные гидроксиды реагируют с:

- ▶ кислотами с образованием солей и воды;
- ▶ основаниями с образованием комплексного соединения или солей и воды.

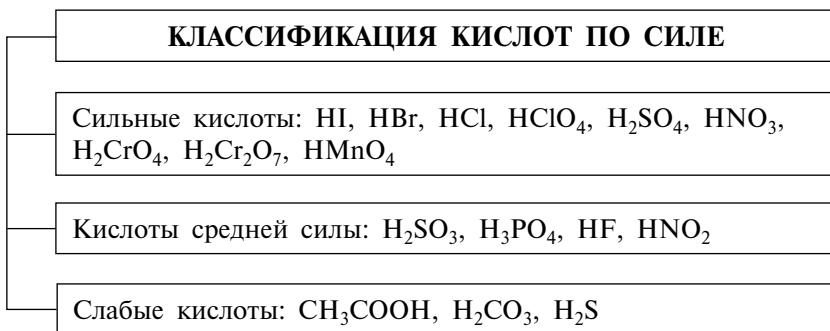
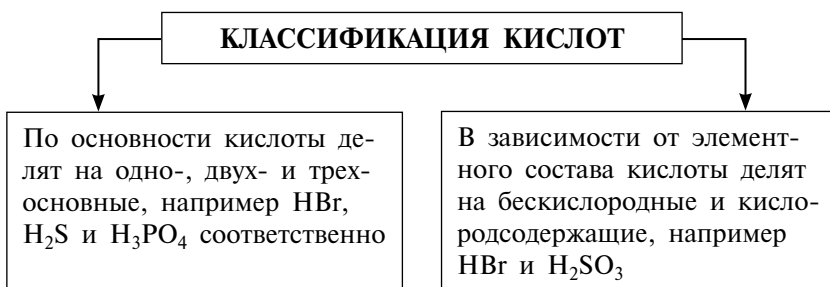
Все амфотерные гидроксиды при нагревании теряют воду и превращаются в соответствующие оксиды



**Кислотами** называют класс химических соединений, которые содержат в своем составе один или несколько катионов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и анионов кислотных остатков

**Кислотный остаток** — структурный элемент молекулы кислоты, который выступает как единое целое в ходе химических реакций

**Основностью** кислоты называют число способных замещаться на металл атомов водорода в ее молекуле



### **ВАЖНО ПОМНИТЬ!**

Кислородсодержащие кислоты и основания объединяют в общий класс гидроксидов

### ФОРМУЛЫ И НАЗВАНИЯ НАИБОЛЕЕ РАСПРОСТРАНЕННЫХ КИСЛОТ И ИХ СОЛЕЙ

Формула кислоты	Название кислоты	Название солей
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фториды
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлориды
HBr	Бромоводородная	Бромиды
HI	Йодоводородная	Йодиды
H <sub>2</sub> S	Сероводородная	Сульфиды
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сернистая	Сульфиты
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Серная	Сульфаты
HNO <sub>3</sub>	Азотная	Нитраты
HNO <sub>2</sub>	Азотистая	Нитриты
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Фосфорная	Фосфаты
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Угольная	Карбонаты
CH <sub>3</sub> C(O)OH	Уксусная	Ацетаты
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Кремниевая	Силикаты
HClO <sub>3</sub>	Хлорноватая	Хлораты
HClO <sub>4</sub>	Хлорная	Перхлораты
HMnO <sub>4</sub>	Марганцовая	Манганаты
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Дихромовая	Дихроматы
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Хромовая	Хроматы

#### ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Кислоты вступают в реакции с:

- ▶ основаниями с образованием солей и воды (реакция нейтрализации);
- ▶ амфотерными гидроксидами с образованием солей и воды;
- ▶ основными и амфотерными оксидами с образованием солей и воды;

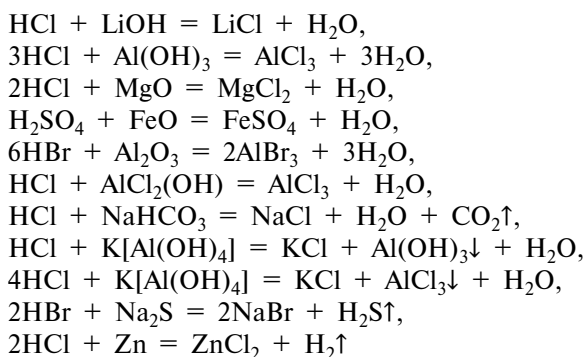


Окончание таблицы

► основными и кислыми солями, комплексными соединениями. В этом случае состав продуктов реакции определяется соотношением между реагентами.

Более сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей. При этом образуется новая кислота и новая соль.

Водные растворы сильных кислот вступают в реакцию с металлами, которые стоят в ряду напряжений металлов левее водорода, с образованием соли и выделением водорода



**Соли** — класс химических соединений, которые представляют собой продукты взаимодействия кислот с основаниями

### КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ

**Средними** называют соли, которые состоят только из катиона металла или иона аммония и аниона кислотного остатка, например:  $\text{CsBr}$ ,  $\text{MgSO}_4$

**Кислыми** называют соли, которые наряду с катионом металла содержат катионы водорода, способные замещаться на другие катионы в ходе обменных реакций, например:  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{CaHPO}_4$

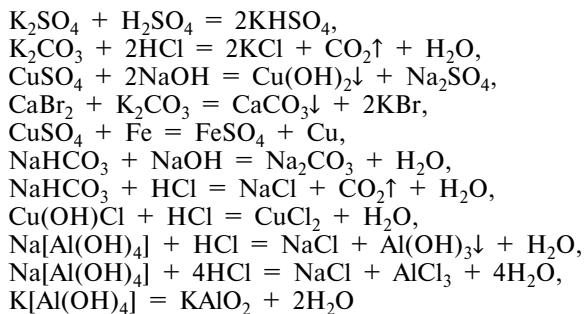
**Основными** называют соли, которые наряду с анионом кислотного остатка содержат одну или несколько гидроксильных групп, способных замещаться на анионы в ходе реакций обмена, например:  $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$

Окончание таблицы

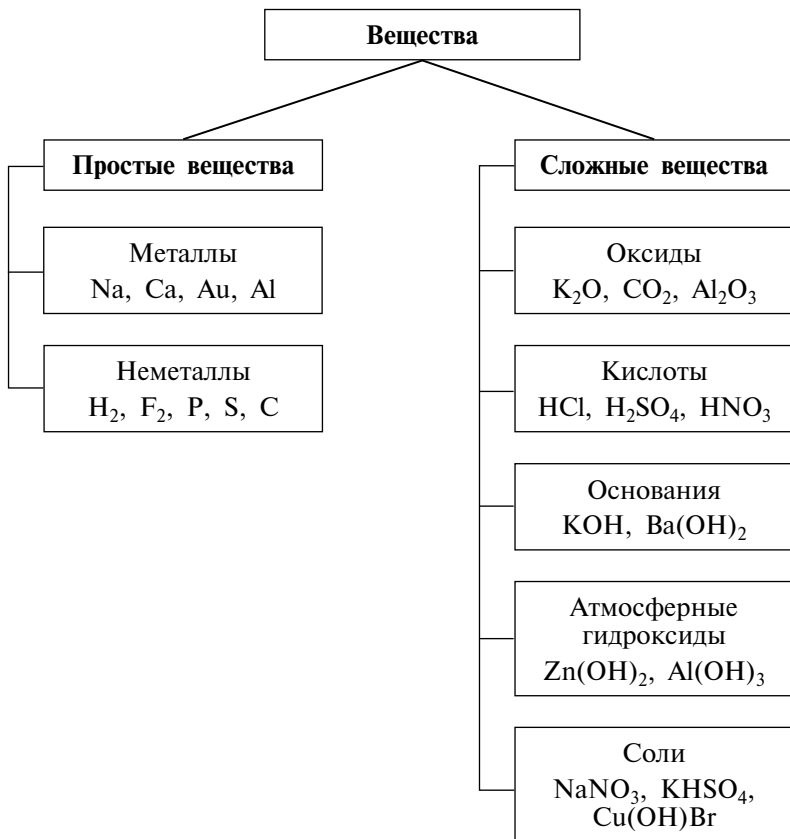
<p><b>Комплексными</b> называют соли, которые содержат в своем составе комплексные катионы и/или анионы, например: <math>K_4[Fe(CN)_6]</math>, <math>[Ag(NH_3)_2]Cl</math></p>	<p><b>Двойными</b> называют соли, формально представляющие собой продукты взаимодействия двух простых солей, например: <math>KAl(SO_4)_2</math></p>	<p><b>Смешанными</b> называют соли, являющиеся производными нескольких кислот и/или оснований, например: <math>BaClBr</math></p>
--	---	--

### ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

- ▶ Соли реагируют с кислотами с образованием кислых солей.
- ▶ Более сильные кислоты могут вытеснять более слабые из их солей.
- ▶ Соли реагируют со щелочами.
- ▶ Соли реагируют с другими солями. Растворимые в воде соли могут вступать друг с другом в реакции обмена, если один из продуктов уходит из сферы реакции в виде осадка.
- ▶ Растворы или расплавы солей вступают во взаимодействие с металлами, стоящими левее, чем металл, входящий в состав соли, в ряду стандартных электродных потенциалов.
- ▶ Кислые соли вступают в реакции со щелочами с образованием средних солей и воды.
- ▶ Некоторые кислые соли, например угольной кислоты, разлагаются под действием более сильных кислот.
- ▶ Основные соли вступают в реакции с кислотами.
- ▶ Комплексные соли реагируют с сильными кислотами, продукты реакции зависят от соотношения между реагентами.
- ▶ При нагревании комплексные соли теряют воду



## КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



## 1.6. РАСТВОРЫ

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

**Растворы** — гомогенные системы переменного состава, образованные не менее чем двумя независимыми компонентами.



**Растворитель** — количественно преобладающий компонент раствора, находящийся в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор. **Растворимостью** называют способность вещества растворяться в данном растворителе

**Массовая доля** ( $\omega$ ) — отношение массы данного компонента  $m(X)$  к массе всего раствора  $M(\text{р-ра})$ :

$\omega(X) = m(X) / M(\text{р-ра})$  (в долях от единицы),

$\omega(X) = m(X) \times 100 / M(\text{р-ра})$  (в процентах)

### ВАЖНО ПОМНИТЬ!

Мерой растворимости является концентрация насыщенного при данной температуре раствора. По растворимости в воде твердые вещества условно делят на растворимые (более 1 г вещества на 100 г растворителя при 20 °С), малорастворимые (или труднорастворимые) (от 0,1 до 1 г вещества) и практически нерастворимые (менее 0,1 г вещества). Растворимость зависит от природы веществ, температуры и давления. Как правило, растворимость твердых веществ с повышением температуры возрастает, а газов — падает. Вместе с тем растворимость в воде некоторых твердых веществ (например, NaCl) с увеличением температуры практически не изменяется. Растворимость газов увеличивается при увеличении давления. Растворимость газов в воде уменьшается в присутствии полярных или ионных веществ. Растворимость жидкости в жидкости обычно увеличивается с повышением температуры и практически не зависит от давления

Типовые задачи по этой теме будут рассмотрены в разделе 4.1.

## 1.7. ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

**Электролитами** называют вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток. **Электролитической диссоциацией** называют распад электролитов в растворах или расплавах на ионы. **Степень диссоциации** называют отношение числа распавшихся на ионы молекул  $N_1$  к общему числу растворенных молекул  $N$ . Ее обозначают символом  $\alpha$ , определяют экспериментально и выражают в долях единицы или в процентах:

$$\alpha = N_1 / N$$

### ВАЖНО ПОМНИТЬ!

Степень диссоциации электролитов в общем случае зависит от природы электролита и растворителя, от концентрации и температуры раствора. С понижением концентрации уменьшается взаимодействие ионов в растворе, приводящее к образованию молекул, и степень диссоциации возрастает. Как правило, степень диссоциации возрастает при повышении температуры

### КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

По степени диссоциации электролиты делят на сильные, слабые и электролиты средней силы

К **сильным электролитам** относят вещества, которые практически полностью диссоциируют на ионы:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$  и многие растворимые в воде соли ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ). Степень диссоциации таких электролитов  $> 0,3$

К **электролитам средней силы** относят вещества, в растворах которых степень диссоциации таких электролитов лежит в пределах от 0,03 до 0,3, например:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$

К **слабым электролитам** относят вещества, диссоциирующие на ионы в незначительной степени, например  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ . Степень диссоциации таких электролитов  $< 0,03$

**ВАЖНО ПОМНИТЬ!**

Данная классификация весьма условна и относится к растворам электролитов с концентрацией 5–10%. Следует подчеркнуть, что в бесконечно разбавленных растворах степень диссоциации любого (даже слабого!) электролита близка к 1. **Неэлектролиты**, а также их растворы электрический ток не проводят

## 1.8. ИОНЫ. КАТИОНЫ И АНИОНЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ЩЕЛОЧЕЙ И СОЛЕЙ

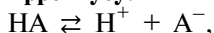
**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ**

**Катионами** называют положительно заряженные ионы.

**Анионами** называют отрицательно заряженные ионы

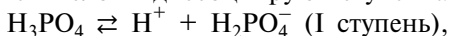
**ВАЖНО ПОМНИТЬ!**

**Диссоциация кислот по Аррениусу:**



где  $\text{A}^-$  — кислотный остаток.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, например:



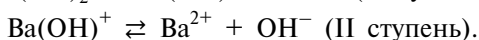
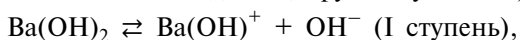
От образовавшегося на первой ступени кислотного остатка  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  последующий отрыв иона  $\text{H}^+$  происходит гораздо труднее из-за наличия отрицательного заряда на анионе, поэтому вторая ступень диссоциации протекает гораздо труднее, чем первая. На третьей ступени протон должен отщепляться от аниона  $\text{HPO}_4^{2-}$ , поэтому третья ступень протекает лишь на 0,001%.

**Диссоциация оснований по Аррениусу:**



где  $\text{M}^+$  — некий катион.

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато, например:



Окончание таблицы

Большинство оснований малорастворимы в воде.

Растворимые в воде основания называют **щелочами**.

Прочность связи М—ОН возрастает с увеличением заряда иона металла и увеличением его радиуса. Поэтому сила оснований, образуемых элементами в пределах одного и того же периода, уменьшается с возрастанием порядкового номера.

Если один и тот же элемент образует несколько оснований, то степень диссоциации уменьшается с увеличением степени окисления металла. Поэтому, например, у  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  степень основной диссоциации больше, чем у  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

**Амфотерными** называют электролиты, при диссоциации которых одновременно могут образовываться катионы водорода и гидроксид-ионы, называют амфотерными. К ним относят воду, гидроксиды цинка, алюминия и некоторые другие вещества.

**Солями** называют электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония  $\text{NH}_4^+$ ) и анионы кислотных остатков.

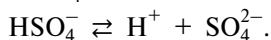
**Диссоциация солей по Аррениусу:**

**Средние соли**, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, диссоциируют в одну ступень, например:

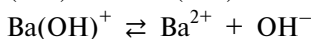


Диссоциация **кислых** и **основных** солей протекает ступенчато.

У **кислых солей** вначале отщепляются ионы металла, а затем катионы водорода, например:



У **основных солей** вначале отщепляются кислотные остатки, а затем гидроксид-ионы, например:



## 1.9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

**Гидролизом** называют взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит к образованию слабого электролита. По отношению к гидролизу различают четыре типа солей

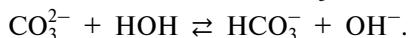
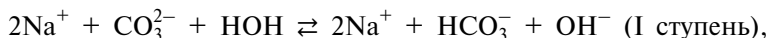
<p>1. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. Среда нейтральная</p>	<p>2. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуются по аниону. Среда таких растворов щелочная (pH &gt; 7)</p>	<p>3. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются по катиону. Среда таких растворов кислая (pH &lt; 7)</p>	<p>4. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуются по катиону и аниону. Такие реакции часто идут полностью и до конца, гидролиз необратим. Реакция и pH среды растворов таких солей зависят от относительной силы кислот и оснований</p>
--	--	---	---

Пример 1. Гидролиз по аниону:

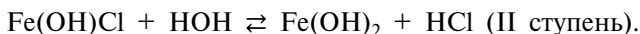


Гидролиз по II ступени практически не протекает.

Или в ионной форме:

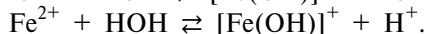
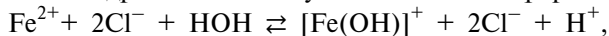


Пример 2. Гидролиз по катиону:



Гидролиз по II ступени практически не идет.

Уравнение гидролиза по I ступени в ионной форме:





Пример 3. Полный гидролиз по катиону и аниону.



### ВАЖНО ПОМНИТЬ!

Гидролиз солей подчиняется принципу Ле Шателье и зависит от концентрации и температуры. При разбавлении растворов гидролиз усиливается, а при концентрировании замедляется. С повышением температуры резко возрастает концентрация ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , поэтому гидролиз протекает полнее

### ОСОБЕННОСТИ ГИДРОЛИЗА КИСЛЫХ СОЛЕЙ

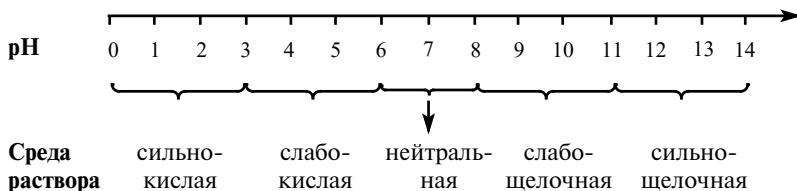
В этом случае наряду с гидролизом происходит диссоциация аниона кислой соли, поэтому реакция раствора может быть как щелочной (если гидролиз аниона преобладает над его диссоциацией), так и кислой (в обратном случае). Запомним некоторые примеры:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{NaHCO}_3$  — щелочная;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  — щелочная, а  $\text{NaHSO}_3$  — кислая;  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  — щелочная, а  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  — кислая. Перечислим еще ряд солей, определение реакции среды водных растворов которых вызывает затруднения у учащихся.  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$  — нейтральная,  $\text{NaF}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  — слабощелочная,  $\text{NH}_4\text{F}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  — слабокислая.  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  — гидролиз по катиону и аниону

Далее представлено типовое задание ЕГЭ по этой теме.

### Справочные данные

**Концентрация** (молярная, моль/л) показывает отношение количества растворенного вещества ( $n$ ) к объему раствора ( $V$ ).  
**pH** («пэ аш») — водородный показатель; величина, которая отражает концентрацию ионов водорода в растворе и используется для характеристики кислотности среды.

#### Шкала pH водных растворов электролитов



Пример. Для веществ, приведенных в перечне, определите характер среды их водных растворов.

- 1)  $K_2SO_4$                       3)  $Na_2S$   
2)  $Fe(NO_3)_3$                 4)  $H_2SO_4$

Запишите номера веществ в порядке возрастания значения рН их водных растворов, учитывая, что концентрация всех растворов (моль/л) одинаковая.

Ответ:  →  →  →

Решение. Значение рН возрастает от сильных кислот к сильным щелочам. Сульфат калия  $K_2SO_4$  — соль, образованная сильным основанием (гидроксидом калия) и сильной серной кислотой. Гидролизу не подвергается, реакция среды нейтральная. Нитрат железа(III) — соль, образованная слабым основанием и сильной азотной кислотой. Гидролиз по катиону, реакция среды — слабокислая. Сульфид натрия — соль, образованная сильным основанием гидроксидом натрия и слабой сероводородной кислотой. Гидролиз по аниону, реакция среды — слабощелочная. Серная кислота — сильная кислота. Правильный ответ: 4213.

## 1.10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ И ПРАВИЛА ИХ СОСТАВЛЕНИЯ

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

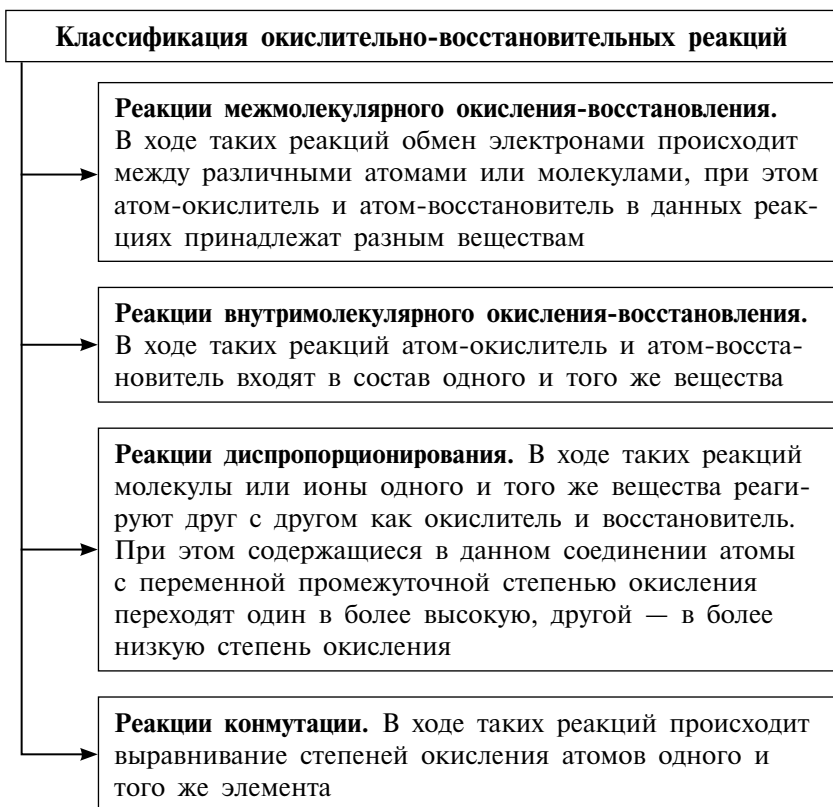
**Окислительно-восстановительными** называют реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления химических элементов, входящих в состав реагентов.

**Окислением** называют процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся повышением степени окисления.

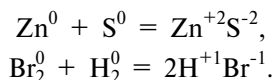
**Восстановлением** называют процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся понижением степени окисления.

**Окислителем** называют реагент, принимающий электроны в ходе окислительно-восстановительной реакции и понижающий за счет этого свою степень окисления.

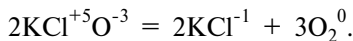
**Восстановителем** называют реагент, отдающий электроны в ходе окислительно-восстановительной реакции и повышающий за счет этого свою степень окисления



Пример 1. Реакции межмолекулярного окисления-восстановления:

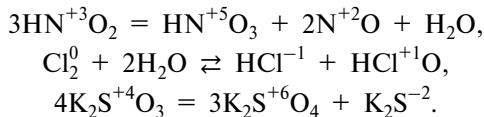


Пример 2. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления:

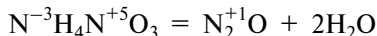


В данной реакции окислителем является атом хлора в степени окисления +5, а восстановителем — атом кислорода в степени окисления –2.

Пример 3. Реакции диспропорционирования:



Пример 4. Реакции конмутации:

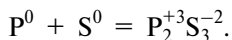


(окислитель — атом азота в степени окисления +5, восстановитель — атом азота в степени окисления –3).

**Метод электронного баланса.  
Правила составления**

1. Записывают схему уравнения с указанием в левой и правой частях степеней окисления атомов элементов, участвующих в процессах окисления и восстановления.
2. Определяют число электронов, приобретаемых или отдаваемых атомами или ионами.
3. Уравнивают число присоединенных и отданных электронов введением множителей, исходя из наименьшего кратного для коэффициентов в процессах окисления и восстановления.
4. Найденные коэффициенты подставляют в уравнение реакции перед соответствующими формулами веществ в левой и правой частях

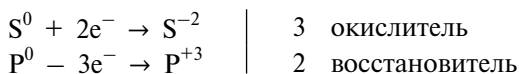
Пример 1. Реакция фосфора с серой. Записываем схему реакции и указываем изменение степеней окисления:



Атом серы присоединяет два электрона, изменяя свою степень окисления от 0 до –2. Атом серы является окислителем.

Атом фосфора отдает три электрона, изменяя свою степень окисления от 0 до +3. Атом фосфора является восстановителем.

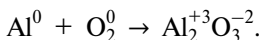
Составляем электронные уравнения и уравниваем число присоединенных и отданных электронов:



Подставляем найденные коэффициенты в уравнение реакции и окончательно получаем:



Пример 2. Окисление алюминия кислородом. Записываем схему реакции и указываем изменение степеней окисления:



Степень окисления кислорода изменяется от 0 до  $-2$ , при этом молекула кислорода присоединяет четыре электрона. Молекула кислорода является окислителем.

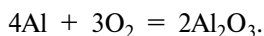
Атом алюминия отдает три электрона, изменяя свою степень окисления от 0 до  $+3$ . Он является восстановителем.

Составляем электронные уравнения и уравниваем число присоединенных и отданных электронов:

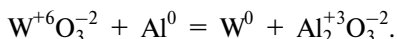


Электронное уравнение для кислорода записывают именно так, поскольку окислителем является молекула кислорода, состоящая из двух атомов, и каждый из этих атомов изменяет свою степень окисления от 0 до  $-2$ . Коэффициент 3 относится к молекуле кислорода в левой части уравнения, а число атомов кислорода в правой части уравнения:  $3 \times 2 = 6$ .

Подставляем найденные коэффициенты в уравнение реакции и окончательно получаем:



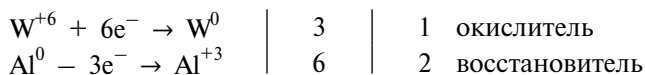
Пример 3. Восстановление оксида вольфрама(VI) алюминием. Записываем схему реакции и указываем изменение степеней окисления:



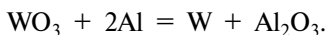
Степень окисления вольфрама изменяется от  $+6$  до 0, при этом вольфрам присоединяет шесть электронов. Он является окислителем.

Атом алюминия отдает три электрона, изменяя свою степень окисления от 0 до  $+3$ . Он является восстановителем.

Составляем электронные уравнения и уравниваем число присоединенных и отданных электронов:



Подставляем найденные коэффициенты в уравнение реакции и окончательно получаем:



Часто окислительно-восстановительные реакции проходят в растворах в нейтральной, кислой или щелочной среде. При этом химические элементы, входящие в состав вещества, образующего среду реакции, свою степень окисления не меняют.

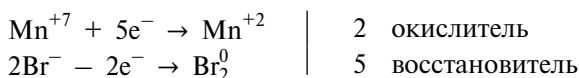
Пример 4. Окисление бромида калия перманганатом калия в среде серной кислоты. Записываем схему реакции, указываем степени окисления элементов, участвующих в процессах окисления и восстановления.



Атом марганца принимает пять электронов, изменяя свою степень окисления от +7 до +2. Перманганат калия является окислителем.

Два бромид-иона присоединяют два электрона, образуя молекулу  $\text{Br}_2^0$ . Бромид калия является восстановителем.

Составляем электронные уравнения и уравниваем число присоединенных и отданных электронов:



Найденные коэффициенты называют основными, поскольку соотношение между их численными значениями постоянно. Подставим их в уравнение реакции перед соответствующими формулами веществ в левой и правой части:



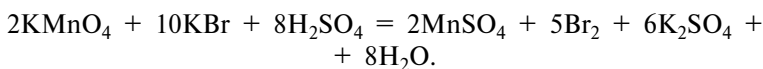
Серная кислота является средой реакции. Ни один из элементов, входящих в состав этого соединения, свою степень окисления не меняет, но сульфат-анион связывает выделяющиеся в результате реакции катионы калия и марганца. Для серной кислоты (в левой части), сульфата калия и воды (в правой части) подсчет коэффициентов проводим сравнением числа атомов или ионов в левой и правой частях уравнения.

В левой части уравнения число ионов калия равно 12 (10 + 2), а в правой это число равно 2. Поэтому в правой части перед  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ставим коэффициент 6 (12 / 2 = 6):



Число сульфат-ионов в правой части складывается из шести у  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и двух у  $\text{MnSO}_4$  и равно восьми. Следовательно, в реакцию должно вступить 8 молекул  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , поэтому для серной кислоты в левой части ставим коэффициент 8. Число атомов водорода в левой части уравнения равно:  $8 \times 2 = 16$ . Отсюда вычисляем коэффициент для воды:  $16 / 2 = 8$ .

В результате суммарное уравнение реакции будет иметь вид:



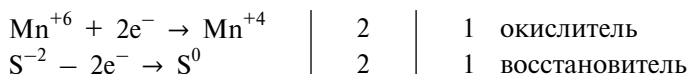
Пример 5. Окисление сульфида калия манганатом калия в водной среде. Записываем схему реакции, указываем степени окисления элементов, участвующих в процессах окисления и восстановления.



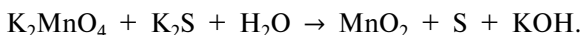
Атом марганца принимает два электрона, изменяя свою степень окисления от +6 до +4. Манганат калия является окислителем.

Сульфид-ион отдает два электрона, образуя молекулу  $\text{S}^0$ . Сульфид калия является восстановителем.

Составляем электронные уравнения и уравниваем число присоединенных и отданных электронов, сокращаем кратные коэффициенты:

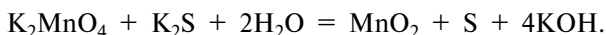


Основные коэффициенты в уравнении реакции равны единице.

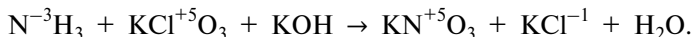


Вода является средой реакции. Ни один из элементов, входящих в состав этого соединения, свою степень окисления не меняет.

Гидроксид-ионы связывают выделяющиеся в результате реакции катионы калия. Таких катионов 4 ( $2 + 2$ ), число атомов водорода также 4 ( $4 \times 1$ ), поэтому перед молекулой воды ставим коэффициент 2 ( $4 / 2 = 2$ ):



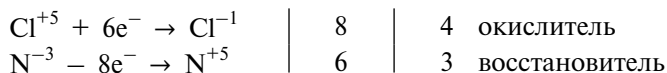
Пример 6. Окисление аммиака хлоратом калия в щелочной среде. Записываем схему реакции, указываем степени окисления элементов, участвующих в процессах окисления и восстановления.



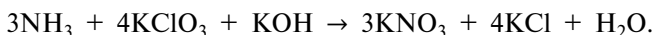
Хлор принимает шесть электронов, изменяя свою степень окисления от +5 до -1. Хлорат калия является окислителем.

Азот отдает восемь электронов, изменяя свою степень окисления от -3 до +5. Аммиак является восстановителем.

Составляем электронные уравнения и уравниваем число присоединенных и отданных электронов, сокращаем кратные коэффициенты:

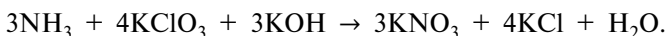


Проставляем найденные основные коэффициенты в уравнение реакции:

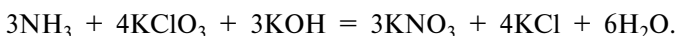


Гидроксид калия является средой реакции. Ни один из элементов, входящих в состав этого соединения, свою степень окисления не меняет.

Катионы калия связывают выделяющиеся в результате реакции нитрат-ионы. Таких анионов три. Следовательно, перед гидроксидом калия ставим коэффициент 3:



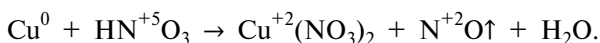
Число атомов водорода в левой части уравнения равно девяти в аммиаке ( $3 \times 3 = 9$ ) и трем в гидроксиде калия ( $3 \times 1$ ), а их общее число  $9 + 3 = 12$ . Следовательно, перед формулой воды ставим коэффициент 6 ( $12 / 2 = 6$ ). Окончательно уравнение реакции будет иметь вид:



Убеждаемся еще раз в правильности расстановки коэффициентов в уравнении, сравнивая число атомов кислорода в левой и правой его частях. Оно равно 15.

Рассмотрим пример, когда одно и то же вещество одновременно является окислителем и создает среду реакции. Такие реакции характерны для концентрированной серной кислоты и азотной кислоты любой концентрации.

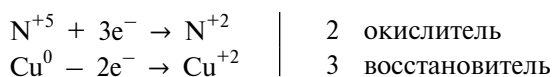
Пример 7. Окисление меди разбавленной азотной кислотой. Записываем схему реакции и указываем изменение степеней окисления:



Степень окисления азота изменяется от +5 до +2, при этом азот присоединяет три электрона. Азотная кислота является окислителем.

Медь отдает два электрона, изменяя свою степень окисления от 0 до +2. Она является восстановителем.

Составляем электронные уравнения и уравниваем число присоединенных и отданных электронов:



Подставляем найденные коэффициенты перед окислителем и восстановителем в левой части уравнения реакции и перед про-