

А.Э. Антошин

ХИМИЯ

ТЕОРИЯ И ПРАКТИКА

**СДАЁМ
БЕЗ
ПРОБЛЕМ!**

ЕГЭ
2021

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ ПО ВСЕМ ТЕМАМ

ЗАДАНИЯ РАЗНЫХ ТИПОВ С ОТВЕТАМИ

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ

ПОВЫШЕННОГО УРОВНЯ СЛОЖНОСТИ



УДК 373.5:54
ББК 24я721
А72

Об авторе:

А.Э. Антошин — кандидат химических наук

Антошин, Андрей Эдуардович.

А72 ЕГЭ 2021. Химия : теория и практика / А.Э. Антошин. — Москва : Эксмо, 2020. — 320 с. — (ЕГЭ. Сдаем без проблем).

ISBN 978-5-04-112813-5

В издании в сжатой форме изложены основы предмета в соответствии с действующими образовательными стандартами и максимально подробно разобраны наиболее сложные экзаменационные вопросы повышенного уровня сложности. Кроме того, приводятся тренировочные задания, с помощью которых можно проверить уровень усвоения материала. Приложение книги содержит необходимые справочные материалы по предмету.

Издание окажет неоценимую помощь учащимся при подготовке к ЕГЭ по химии, а также может быть использовано учителями при организации учебного процесса.

УДК 373.5:54
ББК 24я721

© Антошин А. Э., 2020

© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо»,
2020

ISBN 978-5-04-112813-5

Раздел 1. ОСНОВЫ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1.1. Атом, молекула, вещество

Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Атомное ядро состоит из элементарных частиц протона и нейтрона; вокруг атомного ядра по замкнутым орбиталям двигаются электроны.

Протон (p) — элементарная частица с относительной массой 1,00728 атомной единицы массы (а. е. м.) и зарядом +1 условная единица.

Нейтрон (n) — элементарная нейтральная частица с относительной массой 1,00866 атомной единицы массы.

Число нейтронов в ядре N определяют по формуле

$$N = A - Z,$$

где A — массовое число, Z — заряд ядра, равный числу протонов (порядковому номеру).

Электрон (e^-) — элементарная частица с массой 1/1836 а. е. м. и условным зарядом -1 . Число электронов в атоме равно заряду ядра атома.

В таблице 1 приведены электронные конфигурации атомов химических элементов первых четырех периодов.

Химический элемент — совокупность атомов с определенным значением (величиной) заряда ядра.

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

Молекула — наименьшая электронейтральная частица вещества, обладающая его химическими свойствами и способная к самостоятельному существованию.

Таблица 1

Электронная формула атомов первых четырех периодов

Период	Элемент	Электронная формула	Период	Элемент	Электронная формула
1	${}_1\text{H}$	$1s^1$	4	${}_{19}\text{K}$	$[\text{Ar}]4s^1$
	${}_2\text{He}$	$1s^2$		${}_{20}\text{Ca}$	$[\text{Ar}]4s^2$
2	${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$		${}_{21}\text{Sc}$	$[\text{Ar}]3d^1 4s^2$
	${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$		${}_{22}\text{Ti}$	$[\text{Ar}]3d^2 4s^2$
3	${}_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$		${}_{23}\text{V}$	$[\text{Ar}]3d^3 4s^2$
	${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$		${}_{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}]3d^5 4s^1$
	${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$		${}_{25}\text{Mn}$	$[\text{Ar}]3d^5 4s^2$
	${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$		${}_{26}\text{Fe}$	$[\text{Ar}]3d^6 4s^2$
	${}_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$		${}_{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}]3d^7 4s^2$
	${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$		${}_{28}\text{Ni}$	$[\text{Ar}]3d^8 4s^2$
	${}_{11}\text{Na}$	$[\text{Ne}] 3s^1$		${}_{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$
	${}_{12}\text{Mg}$	$[\text{Ne}] 3s^2$		${}_{30}\text{Zn}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2$
	${}_{13}\text{Al}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$		${}_{31}\text{Ga}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^1$
	${}_{14}\text{Si}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$		${}_{32}\text{Ge}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^2$
${}_{15}\text{P}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	${}_{33}\text{As}$		$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^3$	
${}_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	${}_{34}\text{Se}$		$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^4$	
${}_{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	${}_{35}\text{Br}$		$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^5$	
${}_{18}\text{Ar}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	${}_{36}\text{Kr}$		$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$	

Вещество — любая совокупность атомов и молекул.

Простое вещество образуют одинаковые атомы (например, H_2 , N_2).

Сложное вещество образуют атомы двух и более видов (например, H_2SO_4 , NH_3).

Свойства веществ (температуры плавления и кипения, плотность, цвет и т. д.) относятся к совокупности атомов.

Из молекул состоят вещества в газообразном и парообразном состоянии. В твердом состоянии из молекул состоят лишь вещества, кристаллическая решетка которых имеет молекулярную структуру. Это практически все органические вещества, большинство неметаллов, углекислый газ и вода. У них сравнительно низкие температуры плавления и кипения.

В узлах веществ с атомными кристаллическими решетками находятся отдельные атомы, соединенные между собой очень прочными ковалентными связями. Для этих веществ характерны высокая прочность, высокие температуры плавления (например, алмаз, диоксид кремния).

В узлах веществ с металлическими кристаллическими решетками находятся ионы, между которыми двигаются электроны, общие для всего образца. Это обуславливает общие для металлов свойства: высокую электро- и теплопроводность, характерный металлический блеск.

В узлах веществ с ионными кристаллическими решетками находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью. К таким веществам относятся соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов. Вещества с ионной решеткой отличаются сравнительно высокой твердостью и прочностью, они тугоплавки и нелетучи.

Усвоение учебного материала по данной теме на ЕГЭ проводят с помощью заданий базового уровня сложности с кратким ответом.

1.2. Периодический закон

Существуют две формулировки Периодического закона химических элементов: классическая и современная.

Классическая формулировка (в изложении его первооткрывателя Д. И. Менделеева): *свойства простых тел, а*

также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величин атомных весов элементов.

Современная формулировка: свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов (порядкового номера).

Графическим изображением периодического закона является Периодическая система элементов, которая представляет собой естественную классификацию химических элементов, основанную на закономерных изменениях свойств элементов от зарядов их атомов. Наиболее распространенными изображениями Периодической системы элементов Д. И. Менделеева являются короткая и длинная формы.

Группами называют вертикальные ряды в Периодической системе. В группах элементы объединены по признаку высшей степени окисления в оксидах. Каждая группа состоит из главной (А) и побочной (В) подгруппы. Главные подгруппы включают в себя элементы малых периодов и одинаковые с ними по свойствам элементы больших периодов. Побочные подгруппы состоят только из элементов больших периодов. Химические свойства элементов главных и побочных подгрупп значительно различаются.

Все элементы, кроме гелия, неона и аргона, образуют кислородные соединения, существует всего восемь форм кислородных соединений. В Периодической системе их часто изображают общими формулами, расположенными под каждой группой в порядке возрастания степени окисления элементов: R_2O , RO , R_2O_3 , RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 , RO_4 , где символом R обозначают элемент данной группы. Формулы высших оксидов относятся ко всем элементам группы, кроме исключительных случаев, когда элементы не проявляют степени окисления, равной номеру группы (например, фтор). Оксиды состава RO_4 образуют только ксенон и осмий.

Оксиды состава R_2O проявляют сильные основные свойства, причем их основность возрастает с увеличением по-

рядкового номера. Оксиды состава RO (за исключением BeO , ZnO , PbO , SnO) проявляют основные свойства.

Оксиды состава RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 проявляют кислотные свойства, причем их кислотность возрастает с увеличением порядкового номера.

Элементы главных подгрупп, начиная с IV группы, образуют газообразные водородные соединения. Существуют четыре формы таких соединений. Их располагают под элементами главных подгрупп и изображают общими формулами в последовательности RH_4 , RH_3 , RH_2 , RH .

Соединения RH_4 имеют нейтральный характер; RH_3 — слабоосновный; RH_2 — слабокислый; RH — сильнокислый характер.

Свойства элементов в подгруппах закономерно изменяются сверху вниз:

- усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические;
- возрастает атомный радиус;
- возрастает сила образованных элементом оснований и бескислородных кислот;
- электроотрицательность падает.

Периодом называют горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания порядковых (атомных) номеров. В Периодической системе имеются семь периодов: первый, второй и третий периоды называют малыми, в них содержится соответственно 2, 8 и 8 элементов; остальные периоды называют большими: в четвертом и пятом периодах расположены по 18 элементов, в шестом и седьмом — по 32 элемента. Каждый период, кроме первого, начинается щелочным металлом, а заканчивается благородным газом.

Физический смысл порядкового номера химического элемента: число протонов в атомном ядре и число электронов, вращающихся вокруг атомного ядра, равны порядковому номеру элемента.

В пределах периода с увеличением порядкового номера элемента:

- электроотрицательность возрастает;

- металлические свойства убывают, неметаллические — возрастают;
- атомный радиус уменьшается.

1.3. Химическая связь

Химическая связь — электростатическое взаимодействие между электронами и ядрами, приводящее к образованию молекул.

Химическую связь образуют валентные электроны. У *s*- и *p*-элементов валентными являются электроны внешнего слоя, у *d*-элементов — *s*-электроны внешнего слоя и *d*-электроны предвнешнего слоя. При образовании химической связи атомы достраивают свою внешнюю электронную оболочку до оболочки соответствующего благородного газа.

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.

Известны четыре основных типа химической связи: *ковалентная, ионная, металлическая и водородная*.

Ковалентной называют химическую связь, образованную за счет образования общей электронной пары.

Если связь образует пара общих электронов, в равной мере принадлежащая обоим соединяющимся атомам, то ее называют **ковалентной неполярной связью**. Эта связь существует, например, в молекулах H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . Ковалентная неполярная связь возникает между одинаковыми атомами, а связующее их электронное облако равномерно распределено между ними.

В молекулах между двумя атомами может формироваться различное число ковалентных связей (например, одна в молекулах галогенов F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , три — в молекуле азота N_2).

Ковалентная полярная связь возникает между атомами с разной электроотрицательностью. Образующая ее

электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома, но остается связанной с обоими ядрами. Примеры соединений с ковалентной полярной связью: HBr , HI , H_2S , N_2O и т. д.

Ионной называют предельный случай ковалентной полярной связи, при которой электронная пара полностью переходит от одного атома к другому и связанные частицы превращаются в ионы.

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. Примеры соединений с ионной связью: NaCl , KBr , Na_2O .

Металлической называют химическую связь между положительными ионами в кристаллах металлов, которая осуществляется в результате притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу металла.

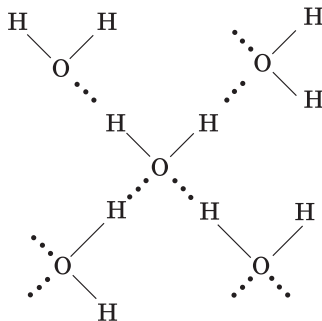
Атомы металлов превращаются в катионы, формируя металлическую кристаллическую решетку. В этой решетке их удерживают общие для всего металла электроны (электронный газ).

Водородная связь бывает межмолекулярной и внутримолекулярной. В общем виде межмолекулярная водородная связь — это связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом (O, N, F) другой молекулы.

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:



Энергия водородной связи на порядок ниже энергии ковалентной связи. Кроме воды водородные связи существуют, например, во фтороводороде, аммиаке, спиртах, карбоновых кислотах.

1.4. Газовые законы

Закон Авогадро. В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

1) одинаковое число молекул разных газов при одинаковых условиях будет занимать одинаковый объем;

2) при нормальных условиях (н. у.), т. е. при температуре 0 °С (273 К) и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па (1 атм., 760 мм рт. ст.), моль любого газа занимает объем 22,4 л. Этот объем называют **молярным объемом газа** при н. у. (V_M), единица его измерения л/моль.

Молярный объем представляет собой частное от деления объема газа на количество вещества газа:

$$V_M = V(X)/n(X).$$

Плотность газа при нормальных условиях можно определить по формуле

$$\rho(X) = M(X)/V_M,$$

где $\rho(X)$ — плотность газа, г/л; $M(X)$ — молярная масса газа, г/моль; V_M — молярный объем, л/моль.

При одинаковых внешних условиях плотности газов находятся в таком же соотношении, как и их молекулярные массы. Следовательно, если известны молекулярные массы двух газов, можно вычислить плотность одного газа по отношению к другому газу.

Относительной плотностью газа А по газу В, $D_B(A)$, называют отношение массы определенного объема одного газа к массе такого же объема другого газа в одних и тех же условиях:

$$D_B(A) = M(A)/M(B).$$

Объемная доля φ показывает долю объема данного компонента X от общего объема системы V:

$$\varphi(X) = V(X)/V, \text{ или}$$

$$\varphi(X) = V(X) 100/V, \%$$

Закон объемных соотношений. Объемы газов, участвующих в реакции, относятся друг к другу как небольшие целые числа, равные коэффициентам в уравнении реакции.

Коэффициенты в уравнениях реакций показывают числа объемов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.

1.5. Классификация и общие свойства основных классов неорганических веществ

Неорганические вещества классифицируют по различным классифицирующим признакам. По химическому составу их делят на простые и сложные.

Простыми называют вещества, которые образуют атомы одного и того же химического элемента; **сложными** — вещества, которые образуют атомы двух и более химических элементов.

Простые вещества делят на металлы и неметаллы.

Металлами называют простые вещества, которые обладают характерными металлическими свойствами, а именно высокой электро- и теплопроводностью и металлическим блеском.

Простые вещества, которые образуют атомы **элементов-неметаллов**, при нормальных условиях такими свойствами не обладают.

В Периодической таблице Д. И. Менделеева неметаллы расположены в главных подгруппах справа вверху от условной диагонали, проведенной через бор и астат. В главных подгруппах слева от этой диагонали и во всех побочных подгруппах располагаются металлы.

Оксидами называют класс химических соединений, состоящий из какого-либо элемента и кислорода со степенью окисления -2 .

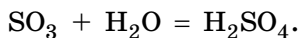
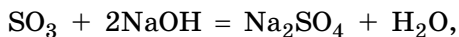
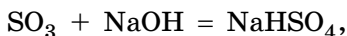
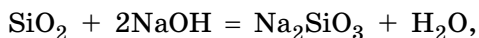
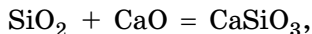
Оксиды классифицируют так.

Несолеобразующими, или безразличными, называют оксиды, не проявляющие ни основных, ни кислотных свойства, например N_2O , NO , CO .

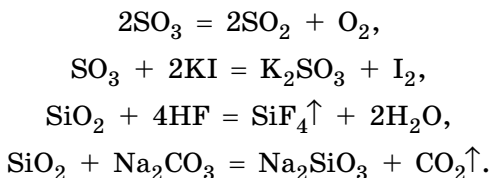
Солеобразующими называют группу кислотных, основных и амфотерных оксидов.

Кислотные оксиды образуют неметаллы и некоторые металлы в высших степенях окисления. Примеры кислотных оксидов: CO_2 , SiO_2 , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 , SO_2 , SO_3 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами с образованием солей; с основаниями с образованием солей и воды или кислых солей, а также с водой в том случае, если образующаяся в ходе такой реакции кислота растворима в воде:

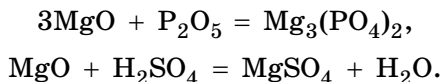


Кроме того, кислотные оксиды вступают в окислительно-восстановительные и обменные реакции:

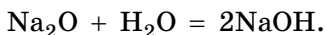


Оснóвные оксиды образуют металлы в низших степенях окисления. Наиболее известные из них: Li_2O , Na_2O , K_2O , MgO , CaO , BaO , HgO , Ag_2O .

Их характерные свойства: реакции с кислотными оксидами с образованием солей и с кислотами с образованием солей и воды, например:

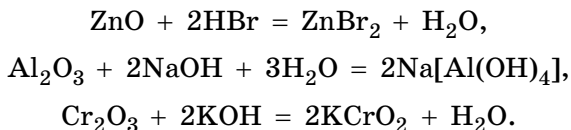


Некоторые оснóвные оксиды реагируют с водой с образованием оснований. Эта реакция проходит в том случае, если продукт реакции растворим в воде:

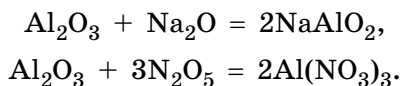


Амфотерными называют оксиды, которые проявляют как оснóвные, так и кислотные свойства в зависимости от другого реагента. Наиболее известные амфотерные оксиды Al_2O_3 , Cr_2O_3 , ZnO , BeO , PbO , SnO . Ряд оксидов, например CuO , Fe_2O_3 , проявляют амфотерные свойства с преобладанием оснóвных.

Амфотерные оксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями с образованием солей и воды или комплексных соединений:



Некоторые амфотерные оксиды могут реагировать как с кислотными, так и с основными, например:



С водой амфотерные оксиды не взаимодействуют.

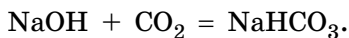
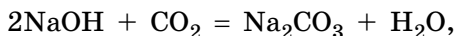
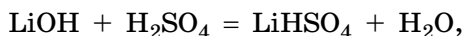
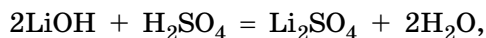
Основаниями называют класс химических соединений, которые состоят из катиона металла или иона аммония и одной или нескольких гидроксильных групп, способных к замещению на анионы.

Число гидроксильных групп определяет кислотность основания.

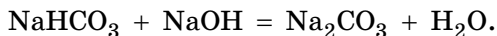
Щелочами называют растворимые в воде основания.

Сильные основания: гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂. Слабые основания: все нерастворимые в воде гидроксиды металлов и гидрат аммиака.

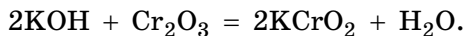
Все основания легко реагируют с кислотами (*реакция нейтрализации*) и кислотными оксидами с образованием солей и воды:



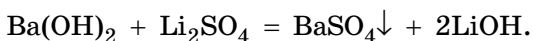
Основания могут вступать в реакцию с кислыми солями:



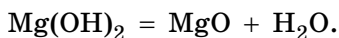
Щелочи при сплавлении с амфотерными оксидами дают соль и воду:



Щелочи могут вступать в реакции обмена с солями, если в результате этой реакции образуется осадок, например:

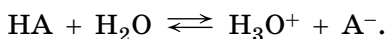


Нерастворимые в воде основания, а также гидроксид лития при нагревании разлагаются на оксид и воду:

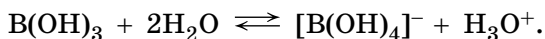


Кислотами называют класс химических соединений, которые содержат в своем составе один или несколько катионов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и анионов кислотных остатков.

Неорганическими кислотами называют вещества, молекулы которых при электролитической диссоциации в водной среде отщепляют протоны, в результате чего в растворе образуются гидроксоний-катионы H_3O^+ и анионы кислотных остатков A^- :



Исключение составляет борная кислота B(OH)_3 , которая акцептирует гидроксид-ионы OH^- , в результате чего в водном растворе создается избыток гидроксоний-катионов:



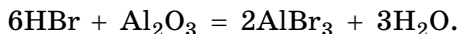
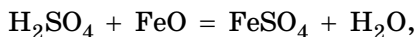
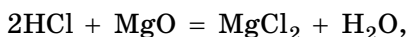
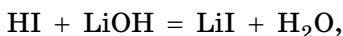
Именно поэтому формулу H_3BO_3 и соответственно название борная кислота применять не рекомендуется, поскольку все три атома водорода молекулы B(OH)_3 не являются кислотными, т. е. не подвергаются кислотной диссоциации по Аррениусу или кислотному протолизу по Бренстеду.

Основностью кислоты называют число способных замещаться на металл атомов водорода в ее молекуле. По основности кислоты делят на одно-, двух- и трехосновные, например HBr , H_2S и H_3PO_4 соответственно.

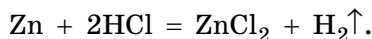
В зависимости от элементного состава кислоты делят на бескислородные и кислородсодержащие, например HBr и H_2SO_3 .

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

Все кислоты вступают в реакцию с основаниями с образованием солей и воды (реакция нейтрализации), с основными и амфотерными оксидами с образованием солей и воды, например:

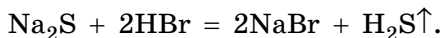


Водные растворы сильных кислот вступают в реакцию с металлами, которые стоят в ряду напряжений металлов левее водорода, с образованием соли и выделением водорода:



Исключением является азотная кислота в любой концентрации и концентрированная серная кислота. В этих случаях водород не выделяется, а происходит восстановление атомов азота и серы соответственно.

Сильные кислоты вытесняют более слабые кислоты из их солей. При этом образуется новая кислота и новая соль:



В таблице 2 приведены формулы и названия наиболее распространенных кислот и их солей.

Таблица 2

**Формулы и названия
наиболее распространенных кислот и солей**

Формула кислоты	Название кислоты	Название солей
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фториды
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлориды
HBr	Бромоводородная	Бромиды
HI	Йодоводородная	Йодиды
H ₂ S	Сероводородная	Сульфиды
H ₂ SO ₃	Сернистая	Сульфиты
H ₂ SO ₄	Серная	Сульфаты
HNO ₃	Азотная	Нитраты
HNO ₂	Азотистая	Нитриты
H ₃ PO ₄	Фосфорная	Фосфаты

Окончание таблицы

Формула кислоты	Название кислоты	Название солей
H_2CO_3	Угольная	Карбонаты
$\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{OH}$	Уксусная	Ацетаты
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикаты
HClO_3	Хлорноватая	Хлораты
HClO_4	Хлорная	Перхлораты
HMnO_4	Марганцовая	Манганаты
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромовая	Дихроматы
H_2CrO_4	Хромовая	Хроматы

Сильные кислоты: HI , HBr , HCl , HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HMnO_4 .

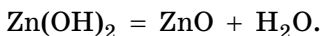
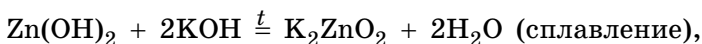
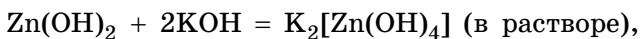
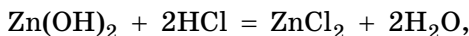
Кислоты средней силы: H_2SO_3 , H_3PO_4 , HF , HNO_2 .

Слабые кислоты: CH_3COOH , H_2CO_3 , H_2S .

Кислородсодержащие кислоты и основания объединяют в общий класс гидроксидов.

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 ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$) проявляют амфотерные свойства с преобладанием основных. Проиллюстрируем химические свойства амфотерных гидроксидов на примере реакций гидроксида цинка.

Химические свойства гидроксида:



Солями называют класс химических соединений, которые представляют собой продукты взаимодействия кислот с основаниями.

По составу соли классифицируют на средние, кислые и основные.

СОДЕРЖАНИЕ

От автора	3
---------------------	---

Раздел 1. ОСНОВЫ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1.1. Атом, молекула, вещество.	5
1.2. Периодический закон	7
1.3. Химическая связь	10
1.4. Газовые законы	12
1.5. Классификация и общие свойства основных классов неорганических веществ	13
1.6. Растворы.	22
1.7. Гидролиз солей.	23
1.8. Окислительно-восстановительные реакции.	25
1.9. Электролиз	34
1.10. Обменные реакции.	38

Раздел 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

2.1. Элементы группы IA	42
2.2. Элементы группы IIA.	46
2.3. Элементы группы IIIA.	49
2.4. Элементы группы IVA	52
2.5. Элементы группы VA.	57
2.6. Элементы группы VIA	65
2.7. Элементы группы VIIA	71

2.8. Водород	76
2.9. Химия d-элементов (медь, серебро, цинк, хром, марганец, железо)	81
Раздел 3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
3.1. Введение в органическую химию	94
3.2. Углеводороды	96
3.3. Галогенпроизводные углеводородов	118
3.4. Спирты и фенолы	123
3.5. Альдегиды и кетоны	130
3.6. Карбоновые кислоты	135
3.7. Простые и сложные эфиры	137
3.8. Жиры	139
3.9. Углеводы	140
3.10. Амины	144
3.11. Аминокислоты, пептиды и белки	146
3.12. Гомологическая связь между классами органических соединений	149
Раздел 4. ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ЗАДАНИЯ В ФОРМЕ ЕГЭ	
4.1. Кодификатор	152
4.2. Спецификация	153
4.3. Анализ отдельных заданий повышенного уровня сложности с кратким ответом	154
4.4. Анализ отдельных заданий высокого уровня сложности (часть 2)	160
Пример	162
Основные элементы ответа	165
4.5. Тренировочные задания. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)	169

ПРИЛОЖЕНИЯ	276
Приложение 1	276
Приложение 2	283
<i>Ответы на тренировочные задания</i>	292
<i>Список дополнительной литературы</i>	308