

**ЭФФЕКТИВНАЯ
ПОДГОТОВКА
К ЕГЭ**

ЕГЭ

2016

А.Э. Антошин

ХИМИЯ

СДАЕМ БЕЗ ПРОБЛЕМ!


**МОСКВА
2015**



УДК 373: 54
ББК 24 я721
А72

Об авторе:
А. Э. Антошин — кандидат химических наук

Антошин, Андрей Эдуардович.
А72 ЕГЭ 2016. Химия. Сдаем без проблем! / А. Э. Антошин. —
Москва : Эксмо, 2015. — 256 с. — (ЕГЭ. Сдаем без проблем).

ISBN 978-5-699-79849-0

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: 54
ББК 24 я721

ISBN 978-5-699-79849-0

© Антошин А.Э., 2015
© Оформление. ООО «Издательство
«Эксмо», 2015

ОТ АВТОРА

Эта книга предназначена прежде всего для школьников старших классов для подготовки к единому государственному экзамену по химии. Я бы характеризовал ее как книгу для прагматиков, желающих получить на ЕГЭ максимальный балл.

В пособии в сжатой, справочной форме изложен теоретический материал в соответствии с Федеральным компонентом государственных стандартов основного общего и среднего (полного) общего образования и обязательным минимумом содержания среднего (полного) общего образования по химии. Кроме того, рассмотрены спецификация контрольных измерительных материалов и кодификатор элементов содержания и требования к уровню подготовки выпускников общеобразовательных учреждений для единого государственного экзамена по химии.

После теоретического материала отдельно разбираются наиболее сложные задания повышенного уровня сложности с кратким ответом и задания высокого уровня сложности с развернутым ответом.

В книге также приведены задания повышенного уровня сложности с кратким ответом и задания высокого уровня сложности с развернутым ответом. Выполнение этих заданий поможет оценить уровень ваших знаний, определить, какие темы следует повторить.

Издание 2016 года претерпело изменения по сравнению с книгами 2014 — 2015 годов как в части теоретического материала, так и в заданиях повышенного уровня сложности с кратким ответом. Практика показывает, что задания именно этой категории являются достаточно сложными для выпускников.

Отдельно рассмотрены окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ (составная часть задания высокого уровня сложности с развернутым ответом).

Максимальное количество баллов на экзамене можно получить, правильно ответив на задания высокого уровня сложности с развернутым ответом и на задания повышен-

ного уровня сложности с кратким ответом. Для этого нужно твердо знать химические свойства важнейших химических элементов, а также основных классов неорганических и органических веществ. Теоретического материала, изложенного в разделах 1–3, для этого вполне достаточно.

Хочется подчеркнуть, что данное пособие не подменяет существующие учебники и учебные пособия (в первую очередь рекомендованные Рособрнадзором и ФИПИ), а лишь дополняет их, поэтому наряду с данной книгой рекомендую пользоваться литературой, список которой приведен в конце книги.

За постоянную практическую помощь, поддержку и внимание огромное спасибо Т.В. Киселевой. Отдельная благодарность моим друзьям и коллегам: профессорам И.В. Рыбальченко, А.И. Кочергину, С.А. Лермонтову, К.В. Тугушову, доцентам Ю.Н. Рейхову, А.С. Шестакову, а также кандидатам технических наук А.В. Симнанскому, Н.Е. Ваулину.

Я буду признателен читателям за любые замечания и пожелания, которые можно присылать по электронной почте veis444@mail.ru.

А. Э. Антошин

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 орбиталиям двигаются электроны.

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

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, способная к самостоятельному существованию и обладающая его химическими свойствами.

Электронная формула атомов первых четырех периодов

Период	Элемент	Электронная формула	Период	Элемент	Электронная формула
1	${}^1_1\text{H}$	$1s^1$	4	${}^{19}_{19}\text{K}$	$[\text{Ar}]4s^1$
	${}^2_2\text{He}$	$1s^2$		${}^{20}_{20}\text{Ca}$	$[\text{Ar}]4s^2$
2	${}^3_3\text{Li}$	$1s^22s^1$		${}^{21}_{21}\text{Sc}$	$[\text{Ar}]3d^14s^2$
	${}^4_4\text{Be}$	$1s^22s^2$		${}^{22}_{22}\text{Ti}$	$[\text{Ar}]3d^24s^2$
	${}^5_5\text{B}$	$1s^22s^22p^1$		${}^{23}_{23}\text{V}$	$[\text{Ar}]3d^34s^2$
	${}^6_6\text{C}$	$1s^22s^22p^2$		${}^{24}_{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}]3d^54s^1$
	${}^7_7\text{N}$	$1s^22s^22p^3$		${}^{25}_{25}\text{Mn}$	$[\text{Ar}]3d^54s^2$
	${}^8_8\text{O}$	$1s^22s^22p^4$		${}^{26}_{26}\text{Fe}$	$[\text{Ar}]3d^64s^2$
	${}^9_9\text{F}$	$1s^22s^22p^5$		${}^{27}_{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}]3d^74s^2$
	${}^{10}_{10}\text{Ne}$	$1s^22s^22p^6$		${}^{28}_{28}\text{Ni}$	$[\text{Ar}]3d^84s^2$
3	${}^{11}_{11}\text{Na}$	$[\text{Ne}] 3s^1$		${}^{29}_{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$
	${}^{12}_{12}\text{Mg}$	$[\text{Ne}] 3s^2$		${}^{30}_{30}\text{Zn}$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$
	${}^{13}_{13}\text{Al}$	$[\text{Ne}] 3s^23p^1$		${}^{31}_{31}\text{Ga}$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^1$
	${}^{14}_{14}\text{Si}$	$[\text{Ne}] 3s^23p^2$		${}^{32}_{32}\text{Ge}$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^2$
	${}^{15}_{15}\text{P}$	$[\text{Ne}] 3s^23p^3$		${}^{33}_{33}\text{As}$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$
	${}^{16}_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^23p^4$		${}^{34}_{34}\text{Se}$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$
	${}^{17}_{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}] 3s^23p^5$		${}^{35}_{35}\text{Br}$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$
	${}^{18}_{18}\text{Ar}$	$[\text{Ne}] 3s^23p^6$		${}^{36}_{36}\text{Kr}$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$

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 нелетучие.

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.

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 .

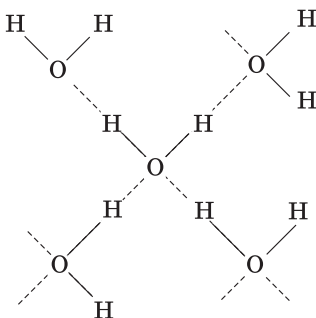
Металлической называют химическую связь между положительными ионами в кристаллах металлов, которая осуществляется в результате притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу металла.

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°C (273 K) и давлении $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ (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:

$$\begin{aligned} \varphi(X) &= V(X)/V \text{ или} \\ \varphi(X) &= V(X) \cdot 100/V, \% \end{aligned}$$

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 .

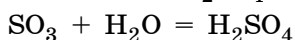
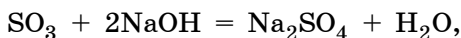
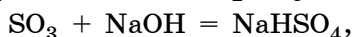
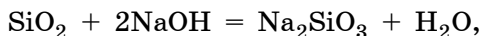
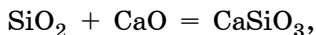
Оксиды классифицируют так.

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

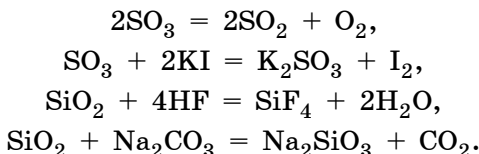
Солеобразующими называют группу кислотных, основных и амфотерных оксидов.

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 , 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:

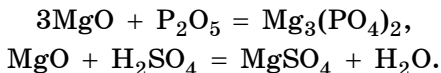


Кроме того, кислотные оксиды вступают в окислительно-восстановительные и обменные реакции:

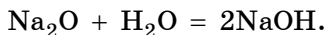


Основные оксиды образуют металлы в низших степенях окисления. Наиболее известные из них: Li_2O , Na_2O , K_2O , MgO , CaO , BaO , HgO , Ag_2O .

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

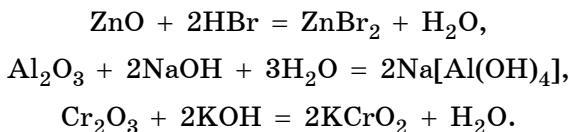


Некоторые основные оксиды реагируют с водой с образованием оснований. Эта реакция проходит в том случае, если продукт реакции растворим в воде:



Амфотерными называют оксиды, которые проявляют как основные, 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 , проявляет амфотерные свойства с преобладанием основных.

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



С водой амфотерные оксиды не взаимодействуют.

Основаниями называют класс химических соединений, которые состоят из катиона металла или иона аммония и

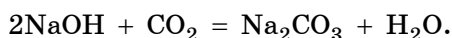
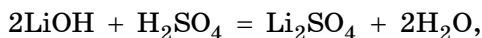
одной или нескольких гидроксильных групп, способных к замещению на анионы.

Число гидроксильных групп определяет кислотность основания.

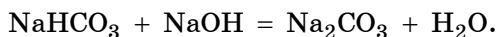
Щелочами называют растворимые в воде основания.

Сильные основания: гидроксиды щелочных металлов LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH и гидроксид бария: Ba(OH)₂. Основания средней силы: Ca(OH)₂, Sr(OH)₂. Слабые основания: все нерастворимые в воде гидроксиды металлов и гидрат аммиака.

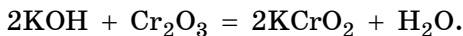
Все основания легко реагируют с кислотами (*реакция нейтрализации*) и кислотными оксидами с образованием солей и воды:



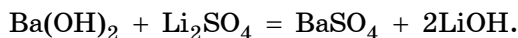
Основания могут вступать в реакцию с кислыми солями:



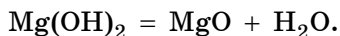
Щелочи при сплавлении с амфотерными оксидами дают соль и воду:



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



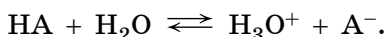
Нерастворимые в воде основания, а также гидроксид лития при нагревании разлагаются на оксид и воду:



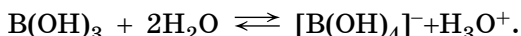
Кислотами называют класс химических соединений, которые содержат в своем составе один или несколько катионов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и анионов кислотных остатков.

Неорганическими кислотами называют вещества, молекулы которых при электролитической диссоциации в вод-

ной среде отщепляют протоны, в результате чего в растворе образуются гидроксоний-катионы H_3O^+ и анионы кислотных остатков A^- :



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



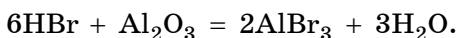
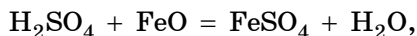
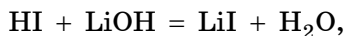
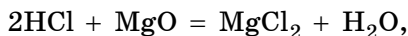
Именно поэтому формулу H_3BO_3 и соответственно название борная кислота применять не рекомендуется, поскольку все три атома водорода молекулы $\text{B}(\text{OH})_3$ не являются кислотными, т. е. не подвергаются кислотной диссоциации по Аррениусу или кислотному протолизу по Бренстеду.

Основность 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 кислородные, 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: