

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

ОТ АВТОРА

Эта книга предназначена прежде всего школьникам 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.

В десятое, юбилейное издание книги внесен ряд изменений в соответствии с итогами ЕГЭ по химии 2019 года. Кроме того, внесены дополнительные сведения о биологической активности неорганических веществ и областях их промышленного применения.

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 повышенного 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 Рособнадзором 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 А. И. Кочергину, А. С. Шестакову, И. В. Рыбальченко, С. А. Лермонтову, К. В. Тугушову, доцентам Ю. Н. Рейхову, В. Ф. Таранченко, А. В. Симнанскому, а также В. Ф. Немиц и Н. И. Гончарову.

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

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.

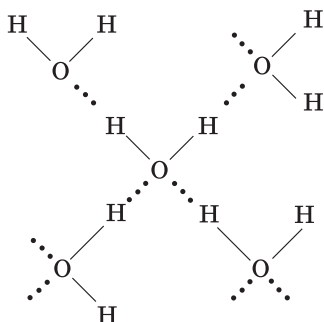
Атомы металлов превращаются в катионы, формируя металлическую кристаллическую решетку. В этой решетке их удерживают общие для всего металла электроны (электронный газ).

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 $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (273 K) и давлении $1,013 \cdot 10^5\text{ Па}$ (1 атм. , 760 мм рт. ст.), моль любого газа занимает объем $22,4\text{ л}$. 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 сверху 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 .

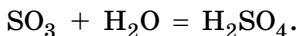
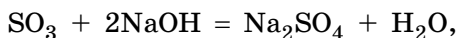
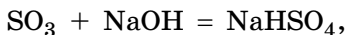
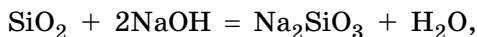
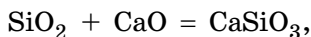
Оксиды классифицируют так.

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

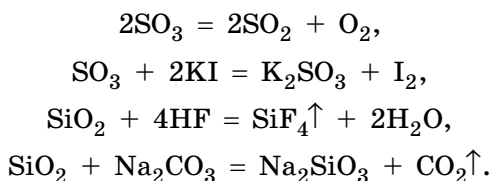
Солеобразующими называют группу кислотных, основных и амфотерных оксидов.

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:

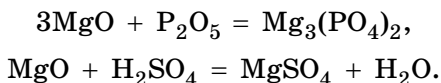


Кроме того, кислотные оксиды вступают в окислитель-но-восстановительные и обменные реакции:

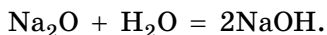


Осно́вные оксиды образуют металлы в низших степенях окисления. Наиболее известные из них: Li_2O , Na_2O , K_2O , MgO , CaO , BaO , HgO , Ag_2O .

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

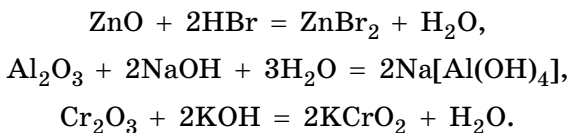


Некоторые осно́вные оксиды реагируют с водой с образованием оснований. Эта реакция проходит в том случае, если продукт реакции растворим в воде:



Амфотерными называют оксиды, которые проявляют как осно́вные, 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 осно́вных.

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: