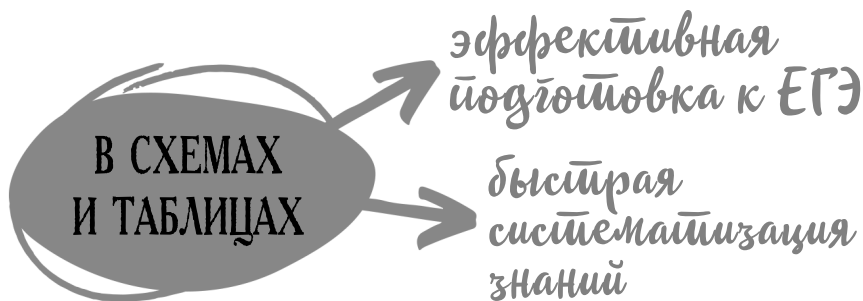


А. Э. АНТОШИН

ХИМИЯ

НАГЛЯДНО И ДОСТУПНО



2-е издание, переработанное и дополненное



Москва
2024

УДК 373.5:54
ББК 24я721
А72

Об авторе

А. Э. Антошин — кандидат химических наук

Рецензент

М. В. Кузнецов — доктор химических наук

Антошин, Андрей Эдуардович.

А72 Химия : наглядно и доступно / А. Э. Антошин. — 2-е издание, переработанное и дополненное. — Москва : Эксмо, 2024. — 272 с. — (Наглядно и доступно: в схемах и таблицах).

ISBN 978-5-04-204368-0

В книге изложены самые важные материалы за весь школьный курс химии в удобной для запоминания форме. Информация представлена в наглядных схемах и таблицах, что позволит лучше понять и усвоить ее. С помощью пособия можно быстро найти любую тему и систематизировать уже имеющиеся знания. Приводятся сведения по всем разделам общей, неорганической и органической химии, изучаемые в школе, а также многочисленные таблицы с числовыми значениями важнейших физико-химических величин, необходимых для решения задач высокого уровня сложности.

Кроме того, в издании подробно разобраны методы решения основных типов расчетных задач базового уровня сложности.

Пособие окажет существенную помощь в подготовке к ЕГЭ и ОГЭ, прочим формам контроля и урокам.

2-е издание, переработанное и дополненное.

УДК 373.5:54
ББК 24я721

ISBN 978-5-04-204368-0

© Антошин А. Э., 2024

© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2024

СОДЕРЖАНИЕ

От автора	5
Раздел 1. Основы теоретической химии	6
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
Раздел 2. Неорганическая химия	56
2.1. Элементы группы IA. Щелочные металлы	56
2.2. Элементы IIA 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
Раздел 3. Органическая химия	147
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
Раздел 4. Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций	244
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.

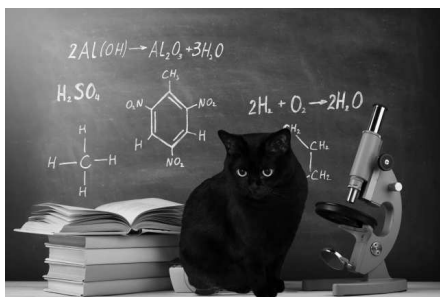
Пособие содержит сведения по всем разделам курса общей, неорганической и органической химии, которые изучают в средней школе, а также многочисленные таблицы с числовыми значениями важнейших физико-химических величин, необходимых для решения задач высокого уровня сложности, которые максимально оцениваются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

Я буду признателен читателям за любые замечания и пожелания, которые можно присылать по электронной почте: 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.

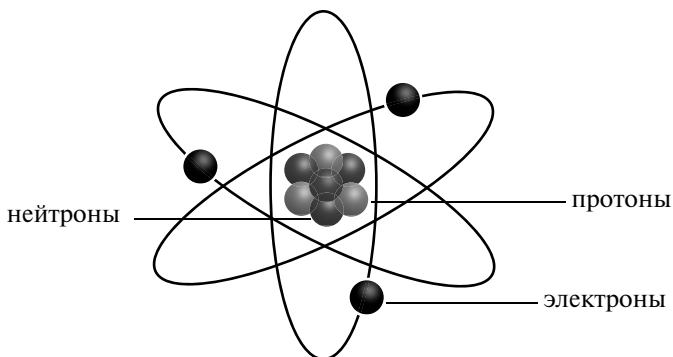
Абсолютная атомная масса m_a — истинная масса атома элемента.

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.

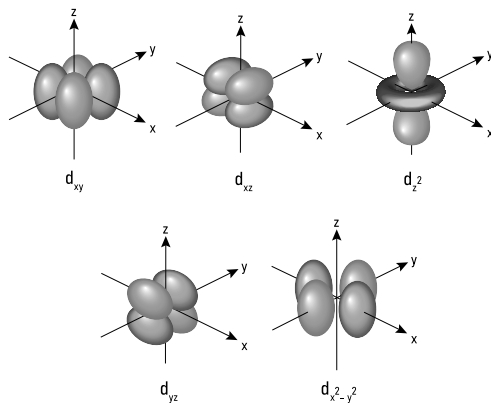
Любые нуклиды характеризуются тремя параметрами: A — атомная масса, Z — заряд ядра, равный числу протонов (порядковому номеру), N — число нейтронов в ядре. Эти параметры связаны соотношением:

$$A = Z + N.$$

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

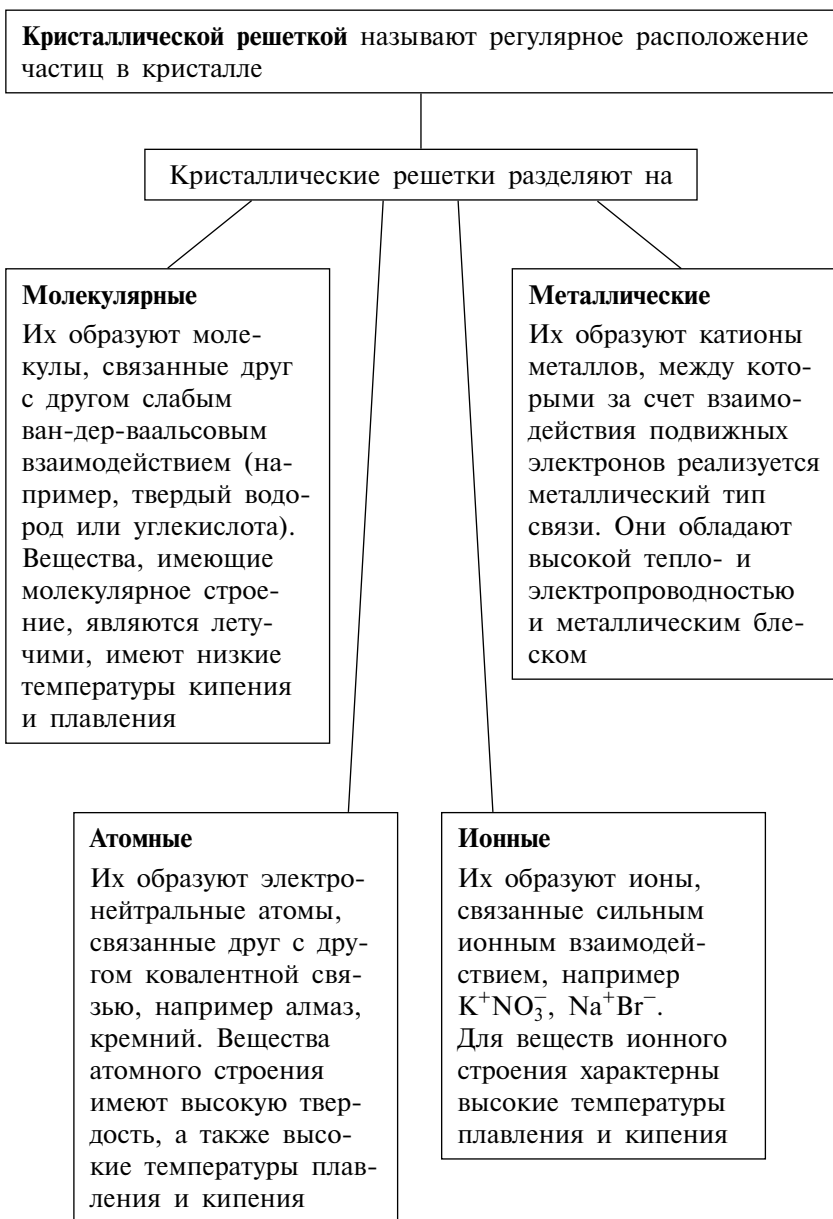


Формы электронных облаков

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

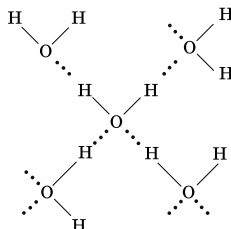
Энергия химической связи — количество энергии, необходимое для разрыва химической связи, когда вещество находится в газовой фазе

ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ			
<p>Ковалентная неполярная связь возникает между одноименными атомами, связующее их электронное облако равномерно распределено между ними</p>	<p>Ковалентная полярная связь возникает между двумя разными неметаллами. Образующая ее электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома, но остается связанной с обоими ядрами</p>	<p>Ионной 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>Металлической 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	$\text{H}_2, \text{N}_2, \text{O}_2, \text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$
Ковалентная полярная	$\text{HBr}, \text{HI}, \text{H}_2\text{S}, \text{N}_2\text{O}, \text{SO}_2$
Металлическая	$\text{Fe}, \text{K}, \text{Ni}, \text{Ca}$
Ионная	$\text{NaCl}, \text{KBr}, \text{Na}_2\text{O}, \text{BaO}, \text{CaCl}_2$

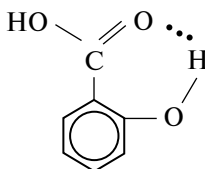
ОСОБЫЙ ВИД ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ — ВОДОРОДНАЯ

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 ЭН_x или оксид формулы $\text{Э}_n\text{O}_m$

Пример 1. Валентность атома водорода равна одному. Следовательно, в соединениях с формулами KH , H_2S , PH_3 , 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 K_2O , CaO , Cr_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_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: PCl_3 , NO_2 . Из этого правила есть некоторые исторически сложившиеся исключения, например NH_3 , PH_3 и т. д.