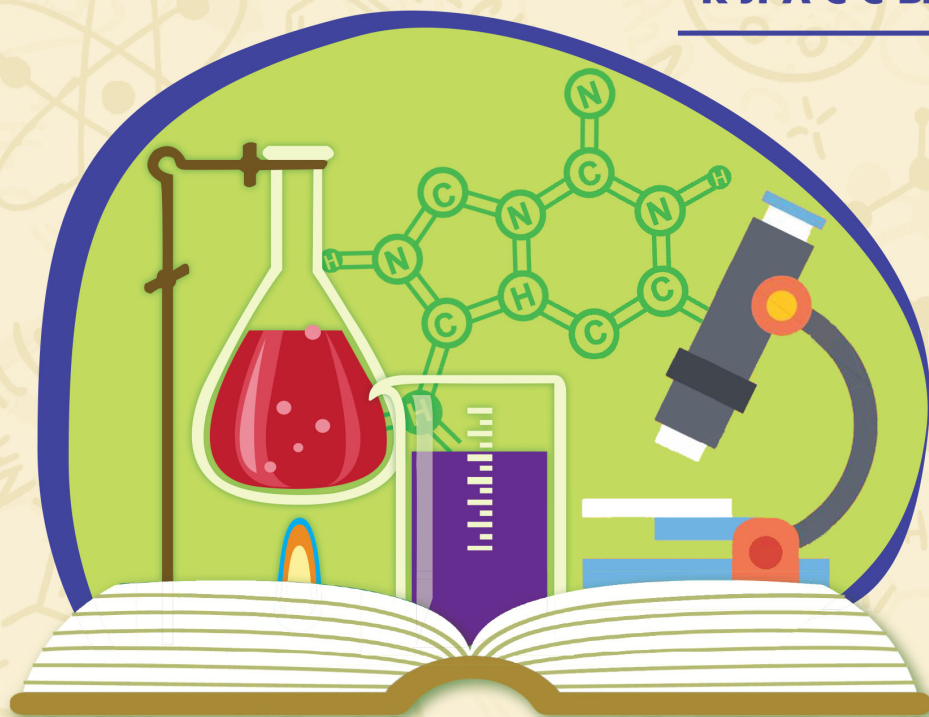


СПРАВОЧНИК ПО ХИМИИ

8–11
КЛАССЫ



Издание допущено к использованию в образовательном процессе на основании приказа Министерства образования и науки РФ от 09.06.2016 № 699.

Рецензент – учитель химии ГБОУ «Школа № 1541» г. Москвы,
заслуженный учитель РФ А.В. Рыбников.

Справочник по химии. 8–11 классы / сост. Д.А. Соловков. – 4-е изд.,
С74 эл. – 1 файл pdf : 67 с. – Москва : ВАКО, 2021. – (Школьный справочник). – Систем. требования: Adobe Reader XI либо Adobe Digital Editions 4.5 ; экран 10". – Текст : электронный.

ISBN 978-5-408-05663-7

В справочнике представлена основная информация по курсу химии 8–11 классов, структурированная в соответствии со школьной программой. Издание содержит краткое и систематизированное описание основных химических понятий, процессов и явлений. Пособие поможет лучше усвоить материал школьного курса, а также подготовиться к сдаче ОГЭ и ЕГЭ по химии.

Предназначено для учащихся средних и старших классов школы, преподавателей химии, методистов.

УДК 372.854
ББК 24.я2

Электронное издание на основе печатного издания: Справочник по химии. 8–11 классы / сост. Д.А. Соловков. – 3-е изд. – Москва : ВАКО, 2021. – 64 с. – (Школьный справочник). – ISBN 978-5-408-05180-9. – Текст : непосредственный.

В соответствии со ст. 1299 и 1301 ГК РФ при устранении ограничений, установленных техническими средствами защиты авторских прав, правообладатель вправе требовать от нарушителя возмещения убытков или выплаты компенсации.

Раздел 1

ОБЩАЯ ХИМИЯ

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Аллотро́пия – способность химического элемента образовывать несколько простых веществ разного состава (например, кислород O_2 и озон O_3) или с разной кристаллической решеткой (например, красный и белый фосфор, алмаз, графит и фуллерен у углерода).

Атом – мельчайшая, электронейтральная, химически неделимая частица вещества.

Валентность – число связей атома с другими атомами в молекуле. Высшая валентность элемента равна номеру группы, в которой он находится. Из этого правила есть исключения: максимальная валентность азота – IV, фтора – I, кислорода – II, меди – II, железа – VI; сюда же относятся многие другие элементы VIII группы (их валентности равны II, III, VI). Элементы могут иметь постоянную валентность в соединениях (например, водород, калий, алюминий и т. д.) или переменную (хром, железо, азот, углерод и т. д.).

Вещество – это то, из чего состоят предметы (физические тела) окружающего мира. Каждое вещество обладает определенными свойствами. Простое вещество – вещество, состоящее только из одного вида атомов. Сложное вещество – вещество, состоящее из двух и более видов атомов.

Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях (температура t и давление p) содержится одинаковое число молекул. Поэтому 1 моль любого газа содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул (атомов для инертных газов). Также объем 1 моля любого газа при нормальных условиях ($p = 101,3$ кПа, $t = 273$ К) равен 22,4 л. Эта величина называется молярным объемом (V_m).

Ион – заряженная частица, состоящая из одного или нескольких элементов. *Изоэлектронные ионы* – это ионы, имеющие одинаковую электронную оболочку.

Изотопы – атомы с одинаковым зарядом ядра, но разным массовым числом, т. е. разным числом нейтронов. Например, изотопы углерода ^{12}C и ^{14}C отличаются по составу на два нейтрона: у ^{12}C – 6 нейтронов, у ^{14}C – 8 нейтронов.

Массы атомов и молекул. Абсолютные массы атомов и молекул (в граммах) очень малы, поэтому для удобства применяются относительные атомные и молекулярные массы.

Относительная атомная масса (A_r) – безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента к 1 атомной единице массы (а. е. м.):

$$A_r = \frac{m(\text{атома})}{1 \text{ а. е. м.}}.$$

Относительная молекулярная масса (M_r) – безразмерная величина, равная отношению массы молекулы вещества к 1 а. е. м.:

$$M_r = \frac{m(\text{молекулы})}{1 \text{ а. е. м.}}$$

Также M_r можно рассчитать как сумму A_r всех атомов, входящих в состав данной молекулы.

Молярная масса – это масса 1 моля вещества. Измеряется в мг/ммоль, г/моль, кг/кмоль.

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

Моль – это количество вещества, которое содержит столько же частиц, сколько атомов углерода содержится в 12 г изотопа ^{12}C .

Число атомов (N) углерода в 12 г равно $6 \cdot 10^{23}$, поэтому 1 моль любого вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ частиц. Это число называется постоянной Авогадро (N_A).

Для расчета количества вещества применяются следующие формулы:

$$\nu = \frac{m}{M},$$

где m – масса вещества, M – молярная масса;

$$\nu = \frac{V}{V_m},$$

где V – объем газа, V_m – молярный объем (22,4 л/моль) при нормальных условиях (н. у.);

$$\nu = \frac{N}{N_A},$$

где N – число частиц, N_A – постоянная Авогадро ($6 \cdot 10^{23}$ частиц/моль).

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле. Для элемента в свободном состоянии она равна 0. Высшая степень окисления элемента равна номеру группы (исключения: кислород O, фтор F, медь Cu, железо Fe и многие другие элементы VIII группы). Для всех неметаллов возможна отрицательная степень окисления в молекулах. Минимальная отрицательная степень окисления рассчитывается по уравнению

$$\text{степень окисления} = \text{номер группы} - 8$$

(исключение: у бора B она равна -3 , а не -5).

Химический элемент – вид атомов с определенным зарядом ядра.

СТРОЕНИЕ АТОМА

Атом состоит из ядра (содержит протоны с положительным зарядом и нейтроны) и электронной оболочки из отрицательно заряженных электронов.

Заряд ядра атома равен номеру элемента в Периодической системе (Z). Для атома выполняются следующие равенства:

$$N(e^-) = N(p^+) = Z \text{ и } N(p^+) + N(n^0) = A,$$

где A – массовое число атома.

Электронная оболочка состоит из электронных слоев (уровней). Число уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится данный химический элемент. Уровни состоят из подуровней, а подуровни – из орбиталей (табл. 1).

Таблица 1

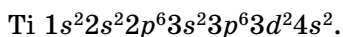
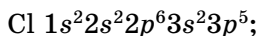
Распределение электронов по уровням

Уровень	Подуровни	Максимальное число электронов	Всего электронов на уровне
1	1s	2	2
2	2s 2p	2 6	8
3	3s 3p 3d	2 6 10	18
4	4s 4p 4d 4f	2 6 10 14	32

Электроны занимают орбитали, подуровни и уровни согласно нескольким принципам.

1. Принцип минимума энергии: в первую очередь электроны занимают те орбитали, энергия которых меньше (1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s).
2. Принцип запрета (Паули): на любой орбитали может находиться не более двух электронов, и то лишь в том случае, если они имеют противоположные спины.
3. Правило Хунда: заселение орбиталей одного подуровня начинается одиночными электронами с параллельными (одинаковыми по знаку) спинами.

Распределение электронов по орбиталям в основном (невозбужденном) состоянии атома – это его электронная формула. Рассмотрим строение атома хлора (главная подгруппа) и титана (побочная):



ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Периодический закон был сформулирован Д.И. Менделеевым: «Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел находятся в периодической зависимости от их атомного веса». В дальнейшем, после изучения строения атомов, периодический закон получил новую формулировку: «Свойства элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра и конфигурации энергетических уровней».

В Периодической системе выделяют периоды (горизонтальные ряды) и группы элементов (вертикальные столбцы). Периоды бывают малые (1, 2 и 3-й периоды) и большие (4, 5, 6 и 7-й периоды). Группы делятся на главную (А) и побочную (В) подгруппы. Главная подгруппа включает элементы малых и больших периодов, побочная – только больших.

Номер периода равен числу электронных уровней атома элемента, поэтому все элементы одного периода имеют одинаковое число энергетических уровней. Номер группы равен числу внешних электронов (для элементов главных подгрупп).

В IA- и IIA-группах находятся *s*-элементы, в IIIA–VIIIA-группах – *p*-элементы (кроме гелия He – это *s*-элемент). Все элементы побочных подгрупп относятся к *d*- или *f*-элементам.

Радиус атома – это расстояние между его ядром и орбитой самого дальнего электрона. В периоде атомный радиус растёт справа налево (так как уменьшается притяжение внешних электронов к ядру), а в группе – сверху вниз (так как увеличивается число электронных уровней).

Электроотрицательность – способность атома притягивать электроны при образовании химической связи. При этом общие электроны смещаются к атому элемента с большей электроотрицательностью. В периоде электроотрицательность увеличивается слева направо, а в группе – снизу вверх. Элемент с максимальной электроотрицательностью – фтор F.

Таким образом, слева направо по периоду:

- 1) уменьшается радиус атома;
- 2) увеличивается электроотрицательность;
- 3) усиливаются неметаллические свойства и кислотные свойства оксидов, гидроксидов и водородных соединений неметаллов;
- 4) ослабевают металлические свойства и основные свойства оксидов и гидроксидов.

Теперь рассмотрим изменение свойств элементов в главных подгруппах сверху вниз (в побочных подгруппах свойства изменяются менее ярко):

- 1) увеличивается радиус атома;
- 2) уменьшается электроотрицательность;
- 3) ослабевают неметаллические свойства и кислотные свойства оксидов и гидроксидов;
- 4) усиливаются металлические свойства и основные свойства оксидов и гидроксидов, а также кислотные свойства водородных соединений неметаллов.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Выделяют четыре основных типа химической связи.

1. Ковалентная связь – вид химической связи, возникающей за счет обобществления одной или нескольких электронных пар. Возможны два механизма образования ковалентной связи: обменный, когда каждый из атомов дает электроны в общее пользование (фтор F₂, соляная кислота HCl), и донорно-акцепторный, когда один атом (донор) предоставляет свою электронную пару в общее пользование другому атому (акцептору), – например, в ионе аммония NH₄⁺ одна из связей образована по этому механизму.

Если орбитали перекрываются вдоль линии, связывающей ядра атомов, то образуется σ -связь (одинарная). Между двумя атомами в молекуле возможна только одна σ -связь. Если орбитали перекрываются перпендикулярно этой линии, то образуются π -связи. Например, между атомами O=O две связи (одна σ - и одна π -связь); между N $\equiv$ N три связи (одна σ - и две π -связи).

СОДЕРЖАНИЕ

От составителя	3
РАЗДЕЛ 1. ОБЩАЯ ХИМИЯ	
Основные понятия	4
Строение атома	5
Периодический закон и Периодическая система элементов	6
Химическая связь	7
Кристаллические решетки	8
Основные классы неорганических соединений	9
Классификация химических реакций	12
Основы химической кинетики	13
Растворы	13
Теория электролитической диссоциации	14
Гидролиз солей	15
Окислительно-восстановительные процессы	16
Электролиз	17
Электролиз расплавов	17
Электролиз растворов	17
Коррозия металлов	18
РАЗДЕЛ 2. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ	
Металлы	19
Элементы IA-группы (щелочные металлы)	19
Элементы IIA-группы	20
Элементы IIIA-группы	21
Некоторые металлы побочных подгрупп	22
Неметаллы	25
Элементы IVA-группы	26
Элементы VA-группы	29
Элементы VIA-группы	32
Элементы VIIA-группы (галогены)	35
РАЗДЕЛ 3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова	38
Гибридизация	38
Изомерия	38
Номенклатура органических веществ	39
Гомологический ряд	40
Типы атомов углерода в органических молекулах	40
Углеводороды	40
Алканы	40
Циклоалканы	42
Алкены	42
Алкадиены	44
Алкины	45
Ароматические углеводороды	47
Кислород- и азотсодержащие соединения	49
Спирты	49
Карбонильные соединения	52
Карбоновые кислоты	54
Сложные эфиры	56
Углеводы	57
Амины	59
Аминокислоты	61
Белки	62
Полимеры	62