

Сидоров В.И.
 Платонова Е.Е.
 Никифорова Т.П.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Arrangement
of Electron Pairs



Two electron pairs



Three electron pairs

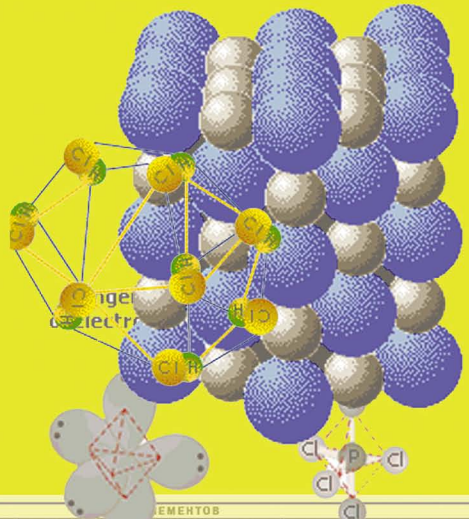
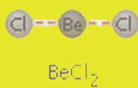


Four electron pairs



Six electron pairs

Example



Периоды

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
а I 1	а II 2	а III 3	а IV 4	а V 5	а VI 6	а VII 7	а VIII 8	а VIII 9	а VIII 10	а VIII 11	а VIII 12
1 H	2 He										
2 Li	Be	B	C	N	O	F	Ne				
3 Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar				
4 K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni		
5 Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd		
6 Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt		
7 Fr	Ra	Ac	Rf	Mn	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Fr

Элементы

1s orbital

3d orbital

1s orbital

3d orbital

В.И. Сидоров, Ю.В. Устинова, Т.П. Никифорова

ОБЩАЯ ХИМИЯ

**Под редакцией профессора,
доктора химических наук В.И. Сидорова**

Допущено Министерством образования Российской Федерации
в качестве учебника для студентов высших учебных заведений,
обучающихся по направлению 653500 «Строительство»



Издательство Ассоциации строительных вузов

Москва

2014

УДК 54
ББК 24.1
С 34

Рецензенты:

доктор химических наук, профессор, заведующий лабораторией института
общей и неорганической химии РАН *Ю.В. Кокунов*;
доктор технических наук, профессор, заведующий кафедрой общей и неор-
ганической химии Московского Государственного Текстильного Универ-
ситета им. А.Н. Косыгина *Н.Н. Павлов*;
доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой «Химическая
технология пластических масс» ФГБОУ ВПО «РХТУ им. Д.И. Менделее-
ва» *В.В. Киреев*.

Сидоров В.И., Устинова Ю.В., Никифорова Т.П.

Общая химия. Учеб. для вузов: – М.: Издательство Ассоциации строи-
тельных вузов, 2014. – 440 с.

ISBN 978-5-93093-285-9

Учебник подготовлен в соответствии с программой по химии для ин-
женерно-технических вузов и включает общетеоретическую и специаль-
ную части.

При рассмотрении тем курса химии использованы современные под-
ходы, в конце каждой темы разобраны типовые задачи и приведены задачи
для самостоятельного решения.

Учебник предназначен для студентов, аспирантов и преподавателей
строительных вузов.

УДК 54
ББК 24.1

ISBN 978-5-93093-285-9

© Сидоров В.И., Устинова Ю.В.,
Никифорова Т.П., 2014
© Издательство АСВ, 2014

«Химия – наука об изменениях, происходящих в смешанном теле... В самом деле, обладающий знанием смешанного тела может объяснить все возможные изменения его...».

М.В. Ломоносов. «Элементы математической химии» (1741 г.)

Введение

Химия изучает состав, строение, свойства и превращения веществ.

Химия также как физика и биология относится к естественным наукам.

Являясь одной из фундаментальных естественных наук, химия играет ключевую роль в решении жизненно важных проблем. Например, даже приготовление обеда или выпечка хлеба заключают в себя простейшие химические процессы.

Основной задачей химии остается обеспечение производства новых конструкционных и функциональных органических и неорганических материалов (пластмасс, волокон, композитов, керамики, сплавов, цементов и т.д.), создание новых фармацевтических препаратов для медицины, пестицидов и удобрений для сельского хозяйства, особо чистых веществ для электроники, горюче-смазочных материалов, красителей и т.д.

В качестве примеров можно выделить получение полимерных и керамических материалов, применение которых позволяет уменьшить массу, исключить возможность коррозии и снизить стоимость изделий, создание материалов для оптических устройств, предназначенных для переключения, усиления и хранения оптических сигналов (оптический переключатель срабатывает за одну миллионную долю секунды). Необходимы и материалы для изготовления лазеров и лазерных устройств.

Применение новых катализаторов позволяет расширить ресурсы сырья для получения моторных топлив путем вовлечения в их производство природного газа, угля, газового конденсата, углеводородных низкооктановых смесей, включая процессы пиролиза, коксования, крекинга.

Необходимо подчеркнуть и другую важную задачу химии – «быть своего рода катализатором интенсификации всего общественного производства, в том числе и технических отраслей».

При этом следует выделить такие направления:

- замена традиционных способов и технологий производства энергии, металлов и машин новыми химическими технологиями.
- «химическая витаминизация» соответствующих отраслей производства.
- формирование должной химической культуры во всех отраслях народного хозяйства.

Так, для атомных электростанций химия помимо специальных материалов для сооружения агрегатов предлагает методы выделения и очистки урана – 235, а после его выгорания – искусственного элемента плутония.

С помощью химических подходов решаются такие экологические вопросы, как преобразование солнечной энергии в электрическую посредством электрохимических устройств, создание замкнутых производственных циклов, безотходных и ресурсосберегающих технологий.

Механические операции такие как резка, шлифование, сгибание, сверление, сварка и клепка, заменяются травлением, металлизацией, полимеризацией, склеиванием, спеканием и т.д.

Создаются новые энергосберегающие технологии создания материалов и нанесения покрытий (например – золь-гель технология, низкотемпературная солевая технология получения клинкерных минералов, малоэнергоёмкая технология получения быстротвердеющего цемента и т.д.).

Примером «химической витаминизации» может служить применение ингибиторов для защиты от коррозии. Ингибиторы применяются для защиты металлов при травлении (ингибиторы травления), в машиностроительной и электронной промышленности (средства временной защиты и летучие ингибиторы), в нефтехимии (ингибиторы для процессов нефтепереработки, добавки к маслам и горючим веществам), в коммунальном хозяйстве (ингибиторы для оборотных систем), в строительстве (защита стальной арматуры бетона) и т.д. В настоящее время такие материалы, как масла, смазки, реактивное топливо, водовытесняющие жидкости и антиобледенительные составы выпускаются как правило с ингибитором.

Формирование должной химической культуры предполагает, чтобы каждый специалист в своей области имел четкие представления о «химических компонентах» своей деятельности.

Так, специалисту в области строительства необходимо знать химический состав и свойства строительных материалов, прогнозировать их поведение при контакте друг с другом, а также с химиче-

скими соединениями, присутствующими в окружающей среде, необходимо оценивать воздействие строительных технологий и материалов на окружающую среду.

Химия вносит свой вклад в решение проблем универсальной философской значимости.

Современная химия сложна и многогранна и тесно связана со многими другими науками. Это подтверждает перечень её научных разделов – неорганическая химия, аналитическая, физическая, органическая, электрохимия и др.

Деление химии на неорганическую и органическую происходит по одному принципу – по различию их предметов. Так, неорганическая химия изучает неорганические соединения и их свойства, а органическая химия изучает соединения углерода, а также их структуру, свойства и методы синтеза. Аналитическая химия выделена уже на основании другого принципа – метода исследования, т.к. изучает методы исследования состава вещества. Появление физической химии, биохимии стало возможным в результате взаимодействия химии и физики, химии и биологии.

Процессы дифференциации и интеграции химии привели сейчас к тому, что деление химии на неорганическую и органическую, аналитическую, физическую химию и т.д. в значительной степени утратило свое значение. К тому же, наиболее интересные открытия последних лет происходят как раз на стыке различных химических дисциплин. Так, открытие и использование элементоорганических соединений привело к тому, что возникла новая наука – химия элементоорганических соединений. Объектом изучения этой науки являются соединения, которые исследуются и органической и неорганической химией.

Подавляющее большинство неорганических соединений в настоящее время стало предметом изучения химии комплексных соединений.

Сохранение в качестве основы классификации принципа деления науки на разделы по предмету исследования позволяет выделить, например, следующие: химия твердого тела, химия полимеров, химия растворов и т.д. Так в одном случае под предметом исследования подразумевается агрегатное состояние вещества, в другом – величина молекулярной массы и т.д.

Настоящий курс общей химии излагается на основе подхода к тому, что химия – это единая наука, поэтому в композиции учебника отсутствуют главы, посвященные исключительно неорганической, органической, физической и др. химии, хотя в содержании отдель-

ной главы может преобладать соответствующее направление. Особое внимание уделяется представлениям о главных учениях химической науки – о направлении химических процессов, об их скоростях, о строении вещества и о периодичности в изменении свойств элементов и их соединений.

Литература к введению

1. *Семенова И.В., Флорианович Г.М., Хорошилов А.В.* Коррозия и защита от коррозии. М.: Физматлит, 2002.
2. *Сидоров В.И., Платонова Е.Е., Никифорова Т.П.* Общая химия: Учебник. М.: Издательство Ассоциации строительных вузов, 2010.
3. *Сидоров В.И., Агасян Э.П., Никифорова Т.П.* и др. Химия в строительстве. Учебник для вузов. М.: Издательство Ассоциации строительных вузов, 2010.
4. *Хаускрофт К., Констебл Э.* Современный курс общей химии. В 2-х т.: Пер. с англ.-М.: Мир, 2002
5. Bauer R., Birk J., Marks P. Introduction to Chemistry. 2nd ed. McGraw-Hill, 2009.
6. Chang R., Overby J. General Chemistry: The Essential Concepts. 6th Edition. McGraw-Hill, 2011.
7. Goldberg D.E. Fundamentals of Chemistry. MGH, 2007.

РАЗДЕЛ 1. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

В литературе приводятся следующие определения понятия «*вещество*»

Вещество – это вид материи, характеризующийся массой покоя [3, 6];

Чистые или индивидуальные вещества – это вещества, состоящие из одинаковых структурных единиц (атомов, молекул, элементарных ячеек кристаллической решетки) и в силу этого имеющие определенные собственные свойства [2];

Вещество – это любая совокупность атомов и молекул, находящихся в определенном агрегатном состоянии [5].

Ниже приводятся определения понятия «*молекула*»:

Молекула – это наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением [9]:

Молекулой называют наименьшую частицу индивидуального вещества, способную к самостоятельному существованию, обладающую его основными химическими свойствами и состоящую из одинаковых или различных атомов [4];

Молекула – это наименьшая электронейтральная «замкнутая»¹ совокупность атомов, образующих определенную структуру с помощью химических связей [5].

Глава 1. Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

1.1. Модели строения атомов

Атом – электронейтральная частица, главными составными частями которой являются положительно заряженное ядро и отрицательно заряженные электроны.

В 1904 г. Дж. Томсон предложил первую модель атома². Согласно этой модели, положительный заряд распределен по всему

¹По мнению авторов [7] «замкнутая» означает, что атомы в молекуле взаимодействуют друг с другом и не взаимодействуют с атомами других молекул.

²В целях экономии места все предыдущие описания строения атома не рассматриваются.

объему атома, а нейтрализуется он электронами, расположенными как изюмины в пудинге («пудинг Томсона»). Последующие исследования опровергли точку зрения Томсона.

Прямым доказательством сложности строения атома было открытие самопроизвольного распада атомов некоторых элементов, названное радиоактивностью. (А.Беккерель, 1896 г.). Последовавшее за этим установление природы α -, β -, и γ -лучей, образующихся при радиоактивном распаде (Э. Резерфорд, 1899–1903 гг.), открытие ядер атомов (Э. Резерфорд, 1909–1911 гг.), определение заряда электрона (Р. Милликен, 1909 г.) позволили английскому физiku Э. Резерфорду в 1911 г. предложить планетарную модель строения атома, суть которой сводится к следующим утверждениям:

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро (диаметр его порядка 10^{-15} – 10^{-14} м).
2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре (масса электрона равна $1/1823$ а.е.м.).
3. Вокруг ядра, подобно планетам вокруг Солнца, вращаются электроны. Их число равно положительному заряду ядра.

Эта модель оказалась наглядной и очень полезной для объяснения многих экспериментальных данных, но она сразу обнаружила и свои недостатки. Например, электрон, двигаясь вокруг ядра с ускорением (на него действует центростремительная сила), должен, согласно электромагнитной теории, непрерывно излучать энергию. Это привело бы к необходимости движения электрона вокруг ядра по спирали и, в конце концов, вызвало бы падение на него. Никаких доказательств этого, (как итог – атомы непрерывно исчезают) не было, отсюда следовало, что модель Резерфорда в чем-то ошибочна.

Эта модель атома также не объясняла наличие у атомов и молекул, находящихся в газообразном состоянии, линейного спектра излучения.

В 1913 г. датский физик Н. Бор предложил теорию строения атома водорода. Как и Резерфорд, он считал, что электроны двигаются вокруг ядра. Однако к этому времени Дж. Франк и Г. Герц (1912 г.) доказали дискретность энергии электрона в атоме и это позволило Бору сформулировать новую теорию, в основу которой положены два постулата:

1-й постулат.

Электрон может двигаться не по любым орбитам, а только по определенным, стационарным. Формула для нахождения радиуса орбиты следующая:

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2} n^2,$$

где m – масса электрона, равная $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг; e – заряд электрона, равный $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл; h – постоянная Планка, равная $6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с; n – некоторое число, которое может принимать любые целые значения от 1 до ∞ ¹.

Радиус движения электрона меняется скачкообразно.

2-й постулат.

Излучение или поглощение энергии происходит только при переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую: $E_2 - E_1 = h\nu$, где E_1 – энергия состояния с более низкой энергией; E_2 – энергия состояния с более высокой энергией; ν – частота электромагнитного излучения; h – постоянная Планка.

При переходе электрона с верхнего уровня на нижний энергия выделяется в виде излучения.

Результаты расчетов спектра атома водорода по теории Бора хорошо совпадали с экспериментальными данными. Но эта теория не позволяла объяснить строение сложных атомов, и даже для атома водорода теория Бора не объясняла тонкую структуру линейчатого спектра.

В последующие годы некоторые положения теории Бора были переосмыслены и дополнены. Наиболее существенным нововведением явилось понятие об электронном облаке, которое пришло на смену понятию об электроны только как частице. Теорию Бора сменила квантовая теория, которая учитывает волновые свойства электрона и других элементарных частиц, образующих атом. Наибольший вклад в развитие этой теории внесли Л. де Бройль, В. Гейзенберг, Э. Шредингер, П. Дирак.

В основе современной квантовой теории строения атома лежат следующие основные положения.

1-е положение.

Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу. Он может вести себя и как частица, и как волна; подобно частице, электрон обладает определенной массой и зарядом. В то же время, движущийся электрон проявляет волновые свойства, например, характеризуется способностью к дифракции. Идею о том, что

¹ $r = 0,053$ нм, если $n = 1$.

каждая движущаяся атомная частица обладает свойствами волны, высказал в 1924 г. французский ученый Луи де Бройль, который связал длину волны электрона λ и его скорость v соотношением:

$$\lambda = \frac{h}{mv},$$

где m – масса частицы; h – постоянная Планка.

Его идея была подтверждена опытами по дифракции и интерференции электронов.

2-е положение.

В 1927 г. немецким ученым В. Гейзенбергом был предложен принцип неопределенности, согласно которому невозможно точно в данный момент времени определить и положение частицы в пространстве, и ее импульс (количество движения)¹.

Математически это может быть выражено неравенством:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{2\pi},$$

где Δx – неопределенность в определении положения частицы (неточность измерения координаты частицы); Δp_x – неопределенность в соответствующей составляющей ее импульса (неточность измерения величины импульса); p – импульс (количество движения),

$$p = mv.$$

Согласно принципу неопределенности, невозможно утверждать, что электрон, имеющий определенную скорость, т.е. обладающий конкретной энергией, находится в данной точке пространства. Можно говорить только о вероятности нахождения электрона в данной точке (в данном объеме) пространства.

¹Для определения координаты частицы, чтобы увидеть ее, необходимо осветить частицу, т.е. заставить ее взаимодействовать с фотоном. Это означало бы, что определение координаты частицы, как результат отражения света, обязательно сопровождается изменением ее импульса (энергии), т.е. положение частицы неопределенно.

3-е положение.

Поскольку электрон обладает волновыми свойствами, его движение можно описать волновым уравнением. Такое уравнение было предложено австрийским ученым Шредингером (1926 г.). Это дифференциальное уравнение в частных производных для одного электрона в трехмерном пространстве:

$$-\frac{h^2}{8\pi^2 m\psi} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + U = E,$$

где m – масса электрона; x, y, z – координаты; U – потенциальная энергия; E – полная энергия; ψ – волновая функция, описывающая движение электрона в атоме; $\psi^2 dv$ – вероятность нахождения электрона в объеме dv около точки с координатами x, y, z .

Величину ψ^2 называют плотностью вероятности. На *рис. 1.1* представлено распределение вероятности пребывания электрона для основного энергетического состояния атома водорода.

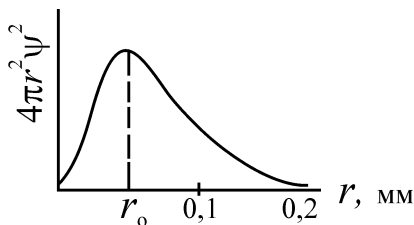


Рис. 1.1. Радиальное распределение вероятности пребывания электрона для основного энергетического состояния атома водорода.

Можно видеть, что плотность вероятности достигает максимального значения на некотором расстоянии от ядра r_0 (радиус орбиты, соответствующей основному состоянию электрона в модели Бора).

В квантовой механике термин «орбита» не используется, а введен новый термин «орбиталь»¹.

¹Замена термина произошла в 1962 г. на Международной конференции по квантовой химии.

Атомная орбиталь – область пространства, в которой наибольшая вероятность обнаружения (нахождения) электрона (наиболее часто и с заданным значением его энергии.)

Решение уравнения Шредингера – сложная математическая задача (решение возможно с помощью ЭВМ). Решая уравнение, находят волновую функцию ($\Psi = f(x, y, z)$). В выражениях для волновых функций используются так называемые квантовые числа – n, l, m_l .

4-е положение.

Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов (общее название – *нуклоны*). Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а сумма чисел протонов и нейтронов соответствует его массовому числу.

Последнее положение было сформулировано после того, как в 1920 г. Э.Резерфорд открыл протон, а в 1932 г. Дж.Чедвик – нейтрон.

Различные виды атомов имеют общее название – *нуклиды*. Нуклиды достаточно характеризовать любыми двумя числами из трех фундаментальных параметров: A – массовое число, Z – заряд ядра, равный числу протонов, и N – число нейтронов в ядре. Эти параметры связаны между собой соотношениями:

$$Z = A - N, N = A - Z, A = Z + N.$$

Нуклиды с одинаковым Z , но различными A и N , называют *изотопами*.

1.2. Квантовые числа

Главное квантовое число n характеризует размер атомной орбитали, энергию электрона, занимающего данный энергетический уровень. Главное квантовое число имеет значения ряда целых чисел от 1 до ∞ . Энергетические уровни обозначают прописными буквами:

значение n	-	1	2	3	4	5	6	7
обозначение энергетических уровней	-	K	L	M	N	O	P	Q

l – орбитальное квантовое число характеризует форму атомной орбитали, ее симметрию. Каждому значению l соответствует определенный энергетический подуровень. Орбитальное квантовое число может принимать значения от 0 до $(n - 1)$. Энергетические подуровни обозначают буквами:

значение l	-	0	1	2	3	4	5
обозначение энергетических подуровней	-	s	p	d	f	g	h

Атомные орбитали, отвечающие значению $l = 0$, называются s -орбиталями, имеют сферическую форму (рис. 1.2, а). Атомные орбитали, отвечающие значению $l = 1$ называются p -орбиталями, имеют форму объемной восьмерки (рис. 1.2, б). Атомные орбитали, отвечающие значению $l = 2$ называются d -орбиталями, имеют форму, представленную на рис. 1.2, в. Атомные орбитали, отвечающие значению $l = 3$ называются f -орбиталями, имеют более сложную форму:

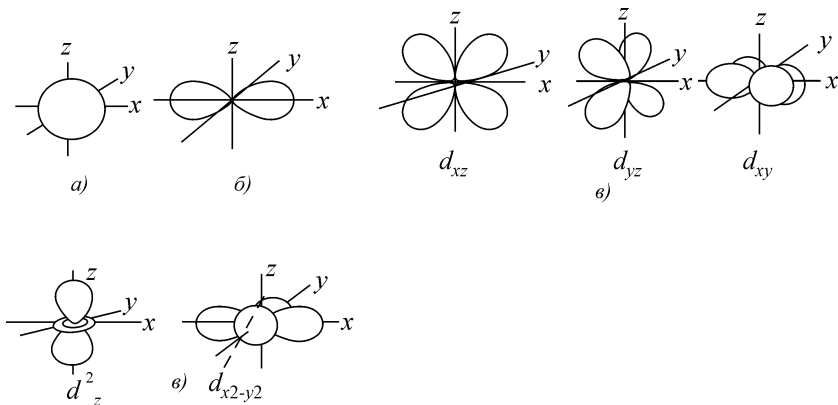


Рис. 1.2. Изображение орбиталей: а – s -орбиталь; б – p -орбиталь; в – d -орбитали

m_l – магнитное квантовое число, характеризует ориентацию атомной орбитали в пространстве.

Электрическое или магнитное¹ поле влияет на ориентацию атомных орбиталей, происходит расщепление энергетических подуровней.

Магнитное квантовое число принимает любое целое числовое значение от $-l$ до $+l$, включая 0. При значении орбитального квантового числа, равного нулю ($l = 0$), магнитное квантовое число имеет только одно значение, равное нулю ($m_l = 0$) (рис. 1.2, а). Максимальное число s -орбиталей равно единице. При значении орбитального квантового числа, равном единице ($l = 1$), магнитное квантовое число имеет три значения: $m_l = l$, $m_l = 0$ и $m_l = -1$, т.е. возможны следующие ориентации p -орбитали по осям координат x , y и z (рис. 1.3):

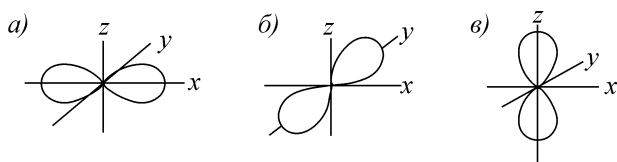


Рис. 1.3. Возможные ориентации p -орбитали:
 а – p_x -орбиталь; б – p_y -орбиталь; в – p_z -орбиталь

Таким образом, здесь максимальное число p -орбиталей равно 3. При значении орбитального квантового числа, равном двум ($l = 2$) магнитное квантовое число имеет пять значений: $m_l = -2$, $m_l = -1$, $m_l = 0$, $m_l = 1$, $m_l = 2$. Пять значений магнитного квантового числа соответствуют пяти пространственным ориентациям d -орбиталей, максимальное число d -орбиталей равно пяти.

При значении орбитального квантового числа, равном трем ($l = 3$), магнитное квантовое число имеет семь значений. Максимальное число f -орбиталей равно семи.

Дополнительно к вышеописанным квантовым числам вводится ещё одно – m_s – спиновое квантовое число, связанное с вращением электрона вокруг собственной оси. Для характеристики спинового квантового числа введены значения $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Итак, атомная орбиталь характеризуется определенными значениями n , l , m_l и при записи электронного строения атома обозначается обычно в виде ячейки – \square .

¹Естественно, движение заряженных частиц в пространстве сопровождается появлением магнитных полей.

1.3. Электронные конфигурации атомов

Расположение электронов по энергетическим уровням и подуровням выражают в виде так называемых «электронных конфигураций». Большая цифра – главное квантовое число, буква (*s, p, d, f*) – орбитальное квантовое число. Маленькая цифра под буквой справа вверху показывает число электронов на данной орбитали.

Для атома водорода (${}_1\text{H}$) электронная конфигурация записывается следующим образом:

$1s^1$. Запись по квантовым ячейкам¹: $\boxed{\uparrow}$

Для атома гелия (${}_2\text{He}$) электронная конфигурация:

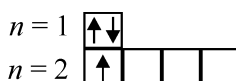
$1s^2$. Запись по квантовым ячейкам: $\boxed{\uparrow\downarrow}$..

Два электрона в атоме гелия имеют одинаковые значения n, l, m_l , но отличаются значением m_s , – в соответствии с принципом Паули.

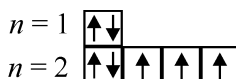
Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми.

Максимальное число электронов в атоме, обладающих данным значением n , равно $2n^2$.

Для атома лития (${}_3\text{Li}$) электронная конфигурация – $1s^2 2s^1$. Запись по квантовым ячейкам:



Для атома азота (${}_7\text{N}$) электронная конфигурация – $1s^2 2s^2 2p^3$. Запись² по квантовым ячейкам:



При заполнении электронной конфигурации по квантовым ячейкам необходимо учитывать следующие правила:

Правило Гунда. Заполнение энергетических подуровней происходит таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным (принцип наибольшей мультиплетности).

¹Спин является векторной величиной, поэтому обозначается стрелкой.

²Запись не учитывает различие в энергии *s* и *p* подуровней.

Так, из двух вариантов заполнения p -подуровней $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ и $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ устойчивому состоянию (с наименьшей энергией) отвечает первый, где все p -электроны занимают разные орбитали (суммарный спин равен $1\frac{1}{2}$), в то время, как для второго суммарный спин равен $\frac{1}{2}$ – это менее устойчивое состояние.

Для атома аргона ($_{18}\text{Ar}$) электронная конфигурация – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, для атома калия ($_{19}\text{K}$) – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ в соответствии с правилом В.М. Клечковского (1961 г.).

Первое правило Клечковского. Орбитали заполняются электронами в порядке возрастания их энергии, которая характеризуется суммой $n + l$.

Для состояния $3d$ сумма $n + l = 3 + 2 = 5$, для состояния $4s$ сумма $n + l = 4 + 0 = 4$.

Поэтому в атоме калия после заполнения $3p$ -орбиталей заполняется $4s$ -орбиталь, а не $3d$. Для атома кальция ($_{20}\text{Ca}$) – электронная конфигурация – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Электронная конфигурация атома скандия ($_{21}\text{Sc}$) – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ в соответствии со вторым правилом Клечковского.

Второе правило Клечковского. Если сумма $n + l$ двух разных орбиталей одинакова, то раньше заполняется та орбиталь, у которой n меньше.

Для состояния $4p$ сумма $n + l = 4 + 1 = 5$, а для состояния $3d$ сумма $n + l = 3 + 2 = 5$. Поэтому в атоме скандия заполняется $3d$ -орбиталь – с меньшим значением n ($n = 3$), а не $4p$ -орбиталь ($n = 4$).

Необходимо учитывать и фактор симметрии. Так, атом хрома имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, а не $\dots 3d^4 4s^2$, так как повышенной энергетической устойчивостью из-за симметрии обладают электронные конфигурации с ровно наполовину или целиком заполненным подуровнем. Поэтому атом меди имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, а не $\dots 3d^9 4s^2$.

1.4. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

В зависимости от того, какой подуровень последним заполняется электронами, все элементы делят на s -, p -, d - и f -элементы.

В атомах s -элементов последним заполняется электронами s -подуровень внешнего уровня. К ним относятся первые два элемента главных подгрупп IA, IIA каждого периода (в первом – водород и гелий) периодической системы Д.И. Менделеева.

В атомах p -элементов последним заполняется электронами p -подуровень внешнего уровня. Это все элементы главных подгрупп IIIA-VIIIA каждого периода.

В атомах d -элементов последним заполняется электронами d -подуровень второго снаружи уровня. К ним относятся все элементы больших периодов (начиная с четвертого), расположенных между вторым s и первым p -элементом (элементы побочных подгрупп IB-VIIB). Они носят название переходные элементы. В атомах f -элементов заполняются электронами f -подуровень третьего снаружи уровня. f -элементы – это элементы VI и VII периодов, вынесенные отдельно в периодической таблице (лантаноиды и актиноиды) (прил. 2).

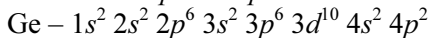
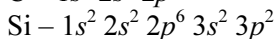
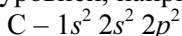
По определению самого Д.И. Менделеева, периодический закон заключается в том, что «свойства элементов (а следовательно и образованных ими простых и сложных тел) находятся в периодической зависимости от их атомных весов»

Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.

Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

С увеличением заряда ядра происходит периодическая повторяемость электронных структур атомов, а, следовательно, и повторяемость свойств элементов.

Электронные аналоги – это элементы, стоящие в одних вертикальных подгруппах периодической таблицы. Они имеют одинаковый характер заполнения электронами последних энергетических подуровней, например,



Примеры решения задач

Задача 1. Напишите электронную конфигурацию атома кремния, представьте заполнение по квантовым ячейкам.

Решение:

В соответствии с порядком заполнения атомных орбиталей записываем: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Оглавление

Введение	3
Литература к введению	6
РАЗДЕЛ 1. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА	7
Глава 1. Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	7
1.1. Модели строения атомов	7
1.2. Квантовые числа	12
1.3. Электронные конфигурации атомов	16
1.4. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	17
Примеры решения задач	18
Вопросы для самоподготовки	20
Литература к главе	20
Глава 2. Химическая связь и строение молекул	21
2.1. Понятие химической связи. Основные характеристики	21
2.2. Механизм образования связи на основе представления о строении атомов	24
2.3. Ковалентная связь. Методы валентных связей и молекулярных орбиталей	25
Примеры решения задач	40
Вопросы для самоподготовки	40
Литература к главе 2	41
Глава 3. Взаимодействие между молекулами	42
3.1. Взаимодействие между молекулами. Силы Ван-дер-Ваальса	42
3.2. Водородная связь	44
3.3. Комплексные соединения	45
Литература к главе 3	52
Глава 4. Взаимодействие между частицами веществ в химических системах. Агрегатное состояние вещества	54
4.1. Химические системы	54

4.2. Газовые и жидкие системы.....	54
4.3. Твердые системы.....	56
Литература к главе 4.....	62

РАЗДЕЛ 2. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....63

Глава 5. Энергетика химических реакций.

Элементы химической термодинамики.....	63
5.1. Энергетические эффекты химических реакций.	
Внутренняя энергия и энтальпия.....	63
5.2. Термохимия. Закон Гесса.....	67
5.3. Второй закон термодинамики. Понятие об энтропии и энергии Гиббса.....	69
Примеры решения задач.....	71
Вопросы для самоподготовки.....	72
Литература к главе 5.....	72

Глава 6. Химическая кинетика и равновесие.....73

6.1. Скорость химической реакции, влияние на нее различных факторов.....	73
6.2. Энергия активации химических процессов.....	78
6.3. Скорость гетерогенных процессов.....	81
6.4. Катализ гомогенный и гетерогенный, биокатализ. Механизмы каталитических реакций.....	82
6.5. Химическое равновесие.....	86
6.6. Смещение химического равновесия.....	88
Примеры решения задач.....	89
Вопросы для самоподготовки.....	93
Литература к главе 6.....	93

Глава 7. Вода.....95

7.1. Строение и свойства.....	96
7.2. Жесткость воды.....	106
Примеры решения задач.....	109
Вопросы для самоподготовки.....	111
Литература к главе 7.....	111

РАЗДЕЛ 3. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.....112

Глава 8. Общие свойства растворов	112
8.1. Общая характеристика растворов. Физические и химические процессы при растворении	112
8.2. Способы выражения концентрации растворов	116
8.3. Понятие об идеальных растворах. Коллигативные свойства растворов	117
8.4. Свойства растворов неэлектролитов	118
8.5. Электролит и электролитическая диссоциация	122
8.6. Ионные уравнения реакций	131
8.7. Гидролиз солей	138
8.8. Коллоидные растворы	147
Примеры решения задач	162
Вопросы для самоподготовки	166
Литература к главе 8	168

РАЗДЕЛ 4. СПЕЦИАЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ХИМИИ

Глава 9. Химия металлов	169
9.1. Общие свойства металлов	169
9.2. <i>s</i> -Металлы. Свойства	188
9.3. Химия некоторых <i>p</i> -металлов	193
9.4. Химия некоторых <i>d</i> -металлов	197
Примеры решения задач	202
Вопросы для самоподготовки	205
Литература к главе 9	207

Глава 10. Основы электрохимии. Коррозия металлов	208
10.1. Основные электрохимические понятия	208
10.2. Коррозия, определения и виды коррозионных разрушений	220
10.3. Химическая и электрохимическая коррозия	223
10.4. Защита от коррозии	229
Примеры решения задач	239
Вопросы для самоподготовки	241
Литература к главе 10	241

Глава 11. Основы химии вяжущих	242
11.1. Понятие «вяжущие», их классификация	242
11.2. Минеральные вяжущие. Воздушные вяжущие	243
11.3. Кислотоупорные вяжущие. Щелочно-силикатные вяжущие	252

11.4. Вяжущие автоклавного твердения	253
11.5. Гидравлические вяжущие	253
11.6. Коррозия цементного камня и бетона	264
Вопросы для самоподготовки	267
Литература к главе 11	268

Глава 12. Органические высокомолекулярные соединения – как основа органических вяжущих

12.1. Основы органической химии.....	269
12.2. Полимеры. Методы получения, строение, свойства и применение	293
Примеры решения задач	323
Вопросы для самоподготовки	325
Литература к главе 12	327

Глава 13. Химические и физико-химические методы исследований состава и стойкости материалов

13.1. Качественный химический анализ.....	328
13.2. Количественный химический анализ	336
13.2.1. Титриметрические методы анализа	336
13.2.2. Гравиметрический метод анализа.....	344
13.3. Физико-химические методы анализа.....	345
13.3.1. Спектральные и оптические методы анализа	346
13.3.2. Электронно-микроскопические исследования	358
13.3.3. Термические методы анализа.....	361
13.3.4. Хроматография	368
13.3.5. Электрохимические методы анализа	377
Примеры решения задач	383
Вопросы для самоподготовки	389
Литература к главе 13	390

Приложение 1	391
Приложение 2	415
Приложение 3	416
Приложение 4	417
Приложение 5	418
Приложение 6	420
Приложение 7	421

Учебное издание

Вячеслав Иванович Сидоров
Юлия Валерьевна Устинова
Тамара Павловна Никифорова

ОБЩАЯ ХИМИЯ

**Под редакцией профессора,
доктора химических наук В.И. Сидорова**

Компьютерная верстка: *Е.В. Орлов*
Редактор: *В.Ш. Мерзлякова*
Дизайн обложки: *Н.С. Романова*

Лицензия ЛР № 0716188 от 01.04.98.
Подписано к печати 20.05.14. Формат 60х90/16.
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.

Усл. 27,5 п.л. Заказ №

Издательство Ассоциации строительных вузов (АСВ)
129337, Москва, Ярославское шоссе, 26, отдел реализации – оф. 511
тел., факс: (499)183-56-83, e-mail: iasv@mgsu.ru, <http://www.iasv.ru/>