

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям
для студентов всех специальностей и направлений подготовки
дневной и заочной форм обучения*

СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



Могилев 2021

УДК 544.112
ББК 24.5
Х86

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «26» января 2021 г.,
протокол № 7

Составитель канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая

Рецензент канд. техн. наук, доц. М. Н. Миронова

В методических рекомендациях рассматриваются строение атома, принципы составления электронных конфигураций атомов, правила определения возможных валентностей химических элементов, основные типы химических связей и их характеристики. Приведены примеры решения типовых задач, а также контрольные задания.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	И. В. Голубцова
Компьютерная верстка	Н. П. Полевничая

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 66 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/156 от 07.03.2019.

Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2021

Содержание

Введение.....	4
1 Состав атома.....	5
2 Строение электронной оболочки атома.....	5
3 Электронная конфигурация атома.....	6
4 Электронные семейства элементов.....	7
5 Атомная валентная зона. Возможные валентные состояния.....	8
6 Проскок электронов.....	9
7 Периодическая система химических элементов.....	10
8 Химическая связь.....	11
9 Комплексные соединения.....	13
10 Примеры решения задач.....	14
Список литературы.....	16

Введение

Химия – наука о веществах, их свойствах, превращениях и явлениях, сопровождающих эти превращения.

В результате изучения курса химии студенты получают современное научное представление о строении атома и химической связи.

Методические рекомендации нацелены на формирование у студентов практического навыка составления электронной конфигурации атомов, определения валентных состояний химических элементов, типа химической связи и её характеристик.

Теоретические вопросы изложены в объеме, необходимом для успешного выполнения практических задач.

Учение о химической связи является центральной проблемой современной химии. Знание природы взаимодействия атомов в молекулах позволяет понять и объяснить многообразие форм химических соединений, их свойств и реакционную способность. Знание теории строения молекул и химической связи позволит целенаправленно управлять скоростью химических реакций, создавать материалы с заданными свойствами. Кроме чисто практической ценности, подобные знания расширяют кругозор, помогают построить целостную и гармоничную картину химических явлений и самой природы вещей.

1 Состав атома

Атом состоит из *атомного ядра* и *электронной оболочки*.

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов. Число протонов равно заряду ядра Z и порядковому номеру элемента в периодической системе элементов.

Сумма числа нейтронов N и числа протонов Z называется *массовым числом* и обозначается буквой A :

$$A = Z + N.$$

Масса протона примерно равна массе нейтрона и в 1840 раз больше массы электрона, поэтому масса атома примерно равна массе ядра.

Электронная оболочка атома состоит из движущихся вокруг ядра электронов. Число электронов в электронной оболочке атома равно числу протонов в ядре атома.

Изотопы – разновидности атомов определенного химического элемента, имеющие одинаковый атомный номер, но разные массовые числа. Обладают ядрами с одинаковым числом протонов и различным числом нейтронов, имеют одинаковое строение электронных оболочек и занимают одно и то же место в периодической системе химических элементов.

2 Строение электронной оболочки атома

Электронная оболочка атома слоистая. Электронный слой – *энергетический уровень*. Состояние электронов на энергетическом уровне характеризуется *главным квантовым числом* n . Энергетические уровни обозначают числами и буквами:

числовое значение n	1	2	3	4	5	6	7;
буквенное обозначение	K	L	M	N	O	P	Q .

По положению химического элемента в периодической системе можно определить, каково количество энергетических уровней атома и какой энергетический уровень является внешним.

Например, элемент кадмий Cd расположен в пятом периоде, значит, в его атоме электроны размещены на пяти энергетических уровнях ($n = 1, 2, 3, 4, 5$); внешним будет пятый уровень ($n = 5$).

Энергетические уровни состоят из *атомных орбиталей*.

Атомные орбитали бывают четырех типов – s , p , d и f .

Однотипные орбитали одного уровня группируются в *электронные (энергетические) подуровни*. Энергию электрона на подуровне и форму атомной орбитали характеризует *орбитальное квантовое число* l .

Значение l зависит от главного квантового числа: l принимает значения от 0 до $(n - 1)$, т. е. 0, 1, 2, 3, ..., $(n - 1)$.

В пределах данного энергетического уровня совокупность электронов, характеризующихся одинаковым значением l , называется *энергетическим подуровнем*. Подуровни обозначают буквами:

орбитальное квантовое число l	0	1	2	3;
обозначение энергетического подуровня	s	p	d	f .

Каждый подуровень составлен из орбиталей, количество которых определяется *магнитным квантовым числом* m_l . *Магнитное квантовое число* m_l определяет возможные ориентации орбитали в пространстве; оно связано с орбитальным квантовым числом и может принимать целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая ноль. Число значений m_l указывает на число атомных орбиталей в подуровне и число возможных направлений, по которым они могут ориентироваться в пространстве.

Кроме движения вокруг ядра, электрон вращается вокруг собственной оси. Это движение получило название «спин». *Спиновое квантовое число* m_s характеризует два возможных направления вращения электрона вокруг собственной оси (по часовой стрелке или против). Спиновое квантовое число m_s принимает два значения: $+1/2$ и $-1/2$. Так как спин – величина векторная, то его условно обозначают стрелкой, направленной вверх (\uparrow) или вниз (\downarrow). Электроны с одинаковым направлением спина называются параллельными, с противоположным значением – антипараллельными. Два электрона с одинаковыми значениями n , l , m_l , но с противоположно направленными спинами $\uparrow\downarrow$ называются спаренными, а с параллельными – неспаренными.

Четыре квантовых числа n , l , m_l , m_s полностью характеризуют состояние электрона в атоме.

3 Электронная конфигурация атома

Порядок заполнения электронами орбиталей атома определяется тремя принципами.

Принцип наименьшей энергии – электроны заполняют орбитали в порядке возрастания энергии орбиталей. Очередность орбиталей по энергии определяется *правилом Клечковского*: увеличение энергии и, соответственно, заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы $(n + l)$, а при равной сумме $(n + l)$ – в порядке возрастания n .

Принцип Паули – на одной орбитали не может быть больше двух электронов.

Правило Хунда – в пределах подуровня электроны сначала заполняют свободные орбитали (по одному) и лишь потом образуют электронные пары.

Распределение подуровней по энергиям выражается рядом (в порядке увеличения энергии):

$$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, \dots$$

После подуровня $3p$ в вышеуказанной последовательности происходит заполнение не подуровня $3d$, а подуровня $4s$. Действительно, для подуровня $3d$ $n + l = 3 + 2 = 5$, а для $4s$ $n + l = 4 + 0 = 4$, что отвечает первому правилу Клечковского. Для подуровней $6s$, $5d$, $4f$ сумма $n + l$ равна соответственно $6 + 0 = 6$, $5 + 2 = 7$, $4 + 3 = 7$. Для этой последовательности соблюдаются оба правила Клечковского.

Наглядно правила заполнения электронных орбиталей в атомах демонстрирует *орбитальная или энергетическая диаграмма*. В этом случае орбиталь изображается в виде квадрата, а электроны – в виде стрелок.

На рисунках 1 и 2 изображены энергетические диаграммы атомов хлора Cl и ванадия V.

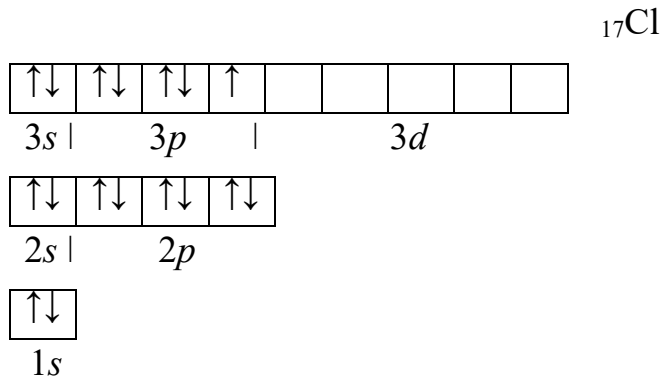


Рисунок 1 – Энергетическая диаграмма атома хлора ${}_{17}\text{Cl}$

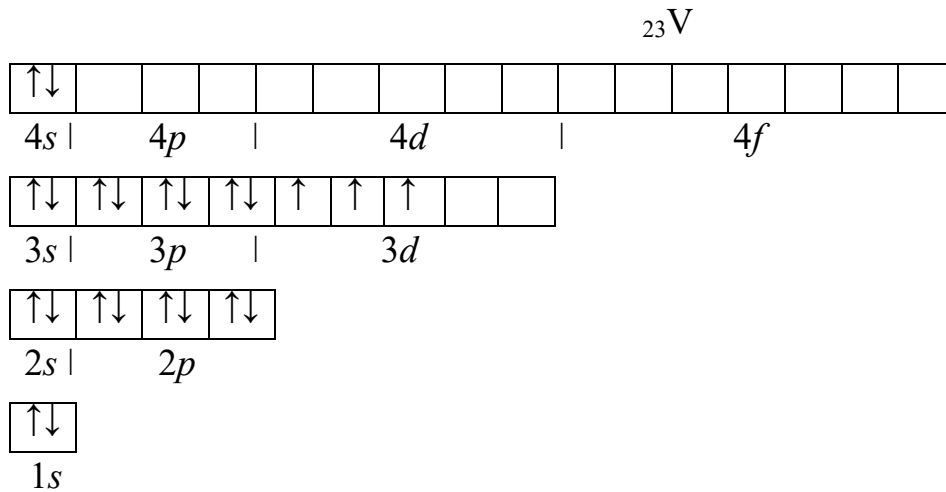


Рисунок 2 – Энергетическая диаграмма атома ванадия ${}_{23}\text{V}$

Суммарный спин p -электронов третьего энергетического уровня атома хлора $\sum m_s = 1/2 - 1/2 + 1/2 - 1/2 + 1/2 = 1/2$; d -электронов атома ванадия – $\sum m_s = 1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$.

4 Электронные семейства элементов

В зависимости от того, какой подуровень в атоме заполняется в последнюю очередь, все химические элементы делятся на четыре электронных семейства: s -, p -, d -, f -семейства (или s -, p -, d -, f -элементы).

У s -элементов в последнюю очередь заполняется s -подуровень внешнего уровня. У p -элементов последним заполняется p -подуровень внешнего уровня. У d -элементов в последнюю очередь заполняется d -подуровень предпоследнего уровня и валентными являются s -электроны внешнего и d -электроны предпоследнего энергетического уровней. У f -элементов последним заполняется f -подуровень третьего снаружи энергетического уровня.

5 Атомная валентная зона. Возможные валентные состояния

Атомная валентная зона (АВЗ) – часть электронной оболочки, на которой расположены валентные электроны.

Валентные электроны – электроны атома, которые могут принимать участие в образовании химических связей. У любого атома это все внешние электроны и те предвнешние электроны, энергия которых больше, чем у внешних.

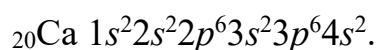
В таблице 1 представлены атомные валентные зоны химических элементов различных электронных семейств.

Таблица 1 – Атомная валентная зона

Электронное семейство	Атомная валентная зона
s	ns
p	$ns np$
d	$(n - 1)d ns$
f	$(n - 2)f ns$
<i>Примечание – n – номер внешнего энергетического уровня</i>	

Если на внешнем энергетическом уровне атома есть незаполненные электронами подуровни, то возможно *расширение атомной валентной зоны*.

Например, электронная конфигурация кальция имеет вид:



Энергетическая диаграмма АВЗ атома кальция в стационарном состоянии приведена на рисунке 3.

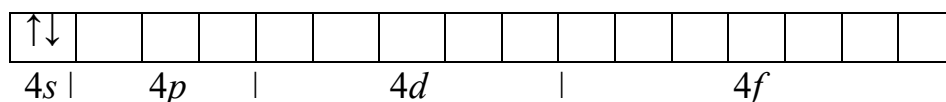


Рисунок 3 – Энергетическая диаграмма АВЗ атома кальция

Следовательно, в основном состоянии валентность кальция равна нулю. Поглощая энергию извне, электроны переходят на орбитали с более высоким запасом энергии, которые в нормальном состоянии не заняты. Такое состояние атома называется возбужденным.

В результате расширения валентной зоны атома кальция s -электроны внешнего энергетического уровня распариваются, один из них переходит на p -подуровень, и энергетическая диаграмма принимает следующий вид (рисунок 4).

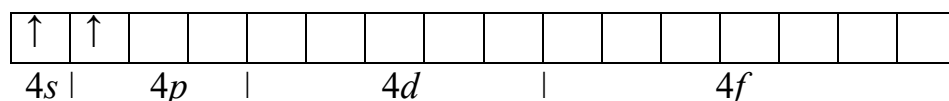


Рисунок 4 – Энергетическая диаграмма после расширения АВЗ атома кальция

Валентность кальция в возбужденном состоянии равна двум, что соответствует числу неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне.

6 Проскок электронов

Проскок электрона – отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек, связанные с тем, что эти «нарушения правил» обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек «по правилам».

Объясняется это тем, что энергетически более выгодно, когда в атоме имеется наполовину или полностью заполненный подуровень (p^3 ; p^6 ; d^5 ; d^{10} ; f^7 ; f^{14}). Поэтому в атомах элементов, у которых строение электронной оболочки близко к вышеуказанному, может наблюдаться преждевременное заполнение d -подуровня за счёт проскока (или провала) электрона с внешнего s -подуровня на нижележащий (предвнешний) d -подуровень.

Для ряда элементов закономерные проскоки приведены в таблице 2.

Таблица 2 – Проскоки электронов

Элемент	Атомная валентная зона	
	теоретическая	практическая
Cu	$3d^9 4s^2$	$3d^{10} 4s^1$
Ag	$4d^9 5s^2$	$4d^{10} 5s^1$
Au	$5d^9 6s^2$	$5d^{10} 6s^1$
Cr	$3d^4 4s^2$	$3d^5 4s^1$
Mo	$4d^4 5s^2$	$4d^5 5s^1$

Согласно приведенным электронным конфигурациям медь одновалентна, потому что в атоме только один неспаренный электрон.

На практике оказывается, что Cu проявляет валентность, равную двум. Следовательно, возможен, вопреки правилу, переход одного проскочившего

электрона с предпоследнего $3d$ -подуровня на внешний $4p$ -подуровень. На рисунке 5 показано расширение атомной валентной зоны атома меди.

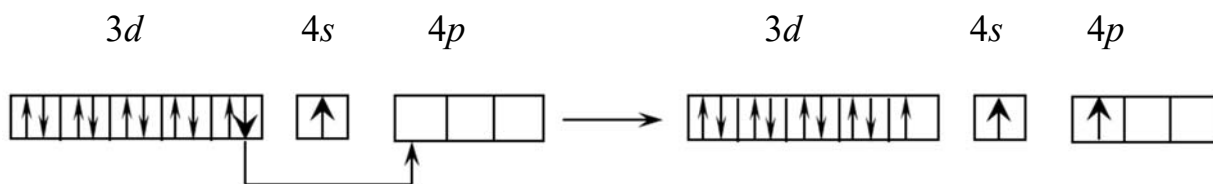


Рисунок 5 – Расширение атомной валентной зоны атома меди

В этом случае максимальная валентность меди будет равна трем. На практике медь проявляет валентность, равную единице и двум.

Для *золота* характерна валентность, равная единице, двум, трём. Расширение валентной зоны происходит таким же образом, как у меди. На практике золото обычно имеет валентность, равную трем, поскольку оно стоит в шестом периоде и электроны ядром удерживаются слабее.

Серебро же, хотя и имеет сходную структуру АВЗ, проявляет единственную валентность, равную единице.

Хром и молибден имеют одинаковое строение АВЗ и проявляют одинаковую валентность от двух до шести.

7 Периодическая система химических элементов

Периодический закон химических элементов – свойства химических элементов, а также простых и сложных веществ, ими образуемых, находятся в периодической зависимости от значения заряда из атомных ядер.

Периодическая система – графическое выражение периодического закона. Она состоит из периодов и групп.

У всех атомов элементов одного периода одинаковое число электронных слоев, равное номеру периода. Число элементов в периодах: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32. Большинство элементов восьмого периода получены искусственно, последние элементы этого периода еще не синтезированы. Все периоды, кроме первого, начинаются с элемента, образующего щелочной металл, а заканчиваются элементом, образующим благородный газ.

Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах.

В *периодах* с увеличением порядкового номера происходят следующие изменения: увеличиваются заряд ядра, число внешних электронов, прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации), электроотрицательность, уменьшается радиус атомов, усиливаются окислительные свойства простых веществ, ослабевают восстановительные свойства простых веществ, основной характер

гидроксидов и соответствующих оксидов, возрастает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

В *группах* с увеличением порядкового номера увеличивается заряд ядра, и только в *A-группах* увеличивается радиус атомов, уменьшается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации), электроотрицательность, ослабевают окислительные свойства простых веществ, усиливаются восстановительные свойства простых веществ, возрастает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов, ослабевает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

8 Химическая связь

Все взаимодействия, приводящие к объединению химических частиц (атомов, молекул, ионов и т. п.) в вещества, делятся на химические и межмолекулярные связи (межмолекулярные взаимодействия).

Химические связи – связи непосредственно между атомами. Различают ионную, ковалентную и металлическую связи.

Межмолекулярные связи – связи между молекулами: водородная связь, ион-дипольная связь, диполь-дипольная связь.

Ионная связь – химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения разноименно заряженных ионов. Обычно это атомы элементов, образующих типичные металлы, и атомы элементов, образующих типичные неметаллы. Ионная связь ненаправленная и ненасыщаемая.

Ковалентная связь – химическая связь, возникающая за счет образования общей пары электронов. Ковалентная связь образуется между маленькими атомами с одинаковыми или близкими радиусами. Необходимое условие – наличие неспаренных электронов у обоих связываемых атомов (обменный механизм) или неподеленной пары у одного атома и свободной орбитали у другого атома (донорно-акцепторный механизм).

Ковалентная связь характеризуется кратностью, направленностью, насыщенностью, полярностью.

Порядок связи (кратность связи) – это число обобществленных поделенных пар между двумя связанными атомами. Например, порядок связи в молекулах H_2 , O_2 и N_2 равен 1, 2 и 3 соответственно, поскольку связь в этих случаях образуется за счёт перекрывания одной, двух и трех пар электронных облаков.

Направленность ковалентной связи объясняется тем, что атомные орбитали пространственно ориентированы и перекрывание электронных облаков происходит по определенным направлениям. Количественно она выражается в виде валентных углов между направлениями химической связи в молекуле.

Насыщаемость связана с ограничением числа электронов, находящихся на внешних оболочках, и определяет стехиометрию молекулярных химических соединений, от которой зависят формульный состав, массовые соотношения элементов, расчеты по формулам и уравнениям и т. д.

Полярность связи определяется характером распределения электронной плотности между связываемыми атомами. неполярная связь образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью, полярная – между атомами с разной электроотрицательностью.

Электроотрицательность – мера способности атома в веществе притягивать к себе общие электронные пары.

Электронные пары полярных связей смещены в сторону более электроотрицательных элементов.

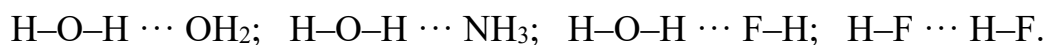
По характеру перекрывания электронных облаков (орбиталей) ковалентная связь делится на σ -связь и π -связь.

σ -связь образуется за счет прямого перекрывания электронных облаков вдоль прямой, соединяющей ядра атомов, π -связь – за счет бокового перекрывания по обе стороны от плоскости, в которой лежат ядра атомов.

Донорно-акцепторная связь является частным случаем ковалентной связи. Механизм образования такой связи заключается в том, что собственная электронная пара одного атома (донора) переходит в общее пользование донора и другого атома, который предоставляет свободную орбиталь (акцептора).

Металлическая связь – химическая связь, образованная за счет обобществления валентных электронов всех связываемых атомов металлического кристалла. В результате образуется единое электронное облако кристалла, которое легко смещается под действием электрического напряжения, отсюда высокая электропроводность металлов.

Водородная связь – межмолекулярная связь, которая образуется за счет частичного акцептирования пары электронов высокоэлектроотрицательного атома атомом водорода с большим положительным частичным зарядом. Образуется в тех случаях, когда в одной молекуле есть атом с неподеленной парой электронов и высокой электроотрицательностью (F, O, N), а в другой – атом водорода, связанный сильнополярной связью с одним из таких атомов. Примеры межмолекулярных водородных связей:



Мерой прочности любой связи является энергия связи.

Энергия связи – энергия, необходимая для разрыва данной химической связи в одном моле вещества. Единица измерений – 1 кДж/моль.

9 Комплексные соединения

Комплексными называются соединения, образованные сочетаниями отдельных компонентов – электронейтральных молекул простых и сложных веществ.

Один из основных компонентов комплексного соединения – центральный атом или центральный ион, иначе – *комплексообразователь*.

Чаще всего комплексообразователем является ион *d*-элемента, но известны комплексы с ионами *s*- или *p*-элементов в роли центральных ионов.

Комплексообразователь координирует (удерживает вокруг себя) некоторое число одинаковых или разных *лигандов*.

В качестве *лигандов* могут выступать как анионы, так и нейтральные молекулы, атомы в которых имеют неподеленные электронные пары, или молекулы, атомы в которых связаны π -связями, например: F^- , Cl^- , Br^- , I^- , OH^- , CN^- , SCN^- , NO_2^- , SO_4^{2-} , H_2O , NH_3 .

Общее число лигандов при данном центральном ионе – *координационное число* – зависит от его природы, заряда и от природы лигандов.

Комплексообразователь с координированными лигандами образует внутреннюю координационную сферу. При записи химической формулы внутренняя координационная сфера заключается в квадратные скобки. В зависимости от зарядов комплексообразователя и лигандов комплекс представляет собой *анион, катион или нейтральную молекулу*. Например: $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Ag(CN)_2]^-$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]^0$.

Заряд комплекса подсчитывают как алгебраическую сумму зарядов всех составляющих его частиц (считая все заряды целочисленными). Незаряженным центральным атомам и лигандам – нейтральным молекулам приписывается нулевой заряд.

Для комплексных соединений характерна первичная и вторичная диссоциации.

Первичная диссоциация комплексных соединений на комплексный ион и противоположно заряженные ионы внешней сферы протекает полностью, как у сильных электролитов.



Комплексные ионы сами способны к диссоциации, которая называется вторичной диссоциацией. Она характеризует диссоциацию самого комплексного иона и протекает ступенчато, как у слабых электролитов, подчиняясь закону действия масс. Количественно каждая ступень характеризуется константой диссоциации.



Устойчивость комплексного иона в растворе характеризуется величиной константы нестойкости

$$K_n = [\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2 / [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+].$$

10 Примеры решения задач

Задача 1. Напишите электронные конфигурации атома серы. Укажите атомную валентную зону (АВЗ) и возможные валентные состояния.

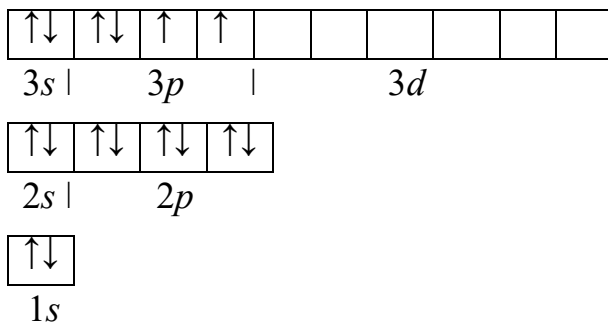
Решение

Электронная конфигурация серы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; АВЗ – $3s^2 3p^4$.

Таким образом, в основном (невозбужденном) состоянии сера двухвалентна.

На рисунке 6 показан переход из основного в возбуждённое состояние. В результате атом серы имеет шесть неспаренных электронов и, соответственно, максимальная валентность равна шести.

Стационарное состояние атома ${}_{16}\text{S}$



Максимально возбужденное состояние атома ${}_{16}\text{S}$

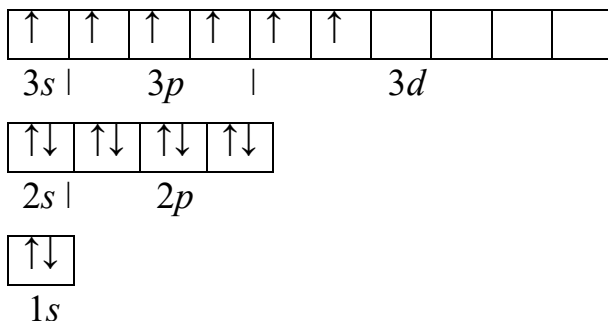


Рисунок 6 – Переход атома серы из основного состояния с валентностью II в возбужденное состояние с высшей валентностью VI

Задача 2. Определите, чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в соединении $\text{Mg}[\text{CuI}_4]$.

Решение

В соединении $\text{Mg}[\text{CuI}_4]$ во внешней сфере находится двухзарядный катион Mg^{2+} . Суммарный заряд ионов внешней сферы и комплексного иона должен быть равен нулю. Поэтому комплексный ион имеет заряд -2 : $[\text{CuI}_4]^{2-}$. Комплексообразователем в рассматриваемом соединении является ион меди, а лигандами – иодид-ионы I^- с зарядом -1 . Сумма степени окисления комплексообразователя и суммарного заряда всех лигандов должна равняться заряду комплексного иона:

$$x + 4 \cdot (-1) = -2,$$

откуда $x = 2$, т. е. степень окисления комплексообразователя равна $+2$ (ион Cu^{2+}).

Контрольные вопросы

1 Каковы современные представления о строении атома? Какие элементарные частицы входят в состав ядра? Каков физический смысл порядкового номера элемента? Как определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме? Как влияет изменение количества этих структурных единиц на строение атома?

2 Что такое изотопы?

3 Охарактеризуйте квантовые числа n , l , m_l , m_s . Какие значения они могут принимать?

4 Какие семейства элементов Вам известны? Что называют атомной валентной зоной (АВЗ) элемента? Как определяется АВЗ для элементов различных семейств?

5 Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковым номером 9, 28, 31, 35, 80 и 84. К какому семейству относится каждый из этих элементов? Покажите распределение электронов АВЗ этих элементов по квантовым ячейкам. Определите их возможные валентные состояния. Чему равен суммарный спин p -электронов у первого элемента и сколько свободных d -орбиталей у последнего элемента?

6 Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях: $\text{K}[\text{AuBr}_4]$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $\text{H}[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})_4]$, $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Список литературы

1 **Лебедев, Ю. А.** Химия: учебник для академического бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.]; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрайт, 2019. – 431 с.

2 **Росин, И. В.** Химия: учебник и задачник для прикладного бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва : Юрайт, 2019. – 420 с.