

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна

Должность: проректор по учебной работе

Дата подписания: 09.03.2022 12:55:54

Уникальный программный ключ:

0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

**Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Юго – Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)**

Кафедра химии



**СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА.
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА**

Методические указания к практическим занятиям и
самостоятельной работе студентов технических (нехимических)
специальностей по дисциплине «Химия»

Курск 2013

УДК 546

Составители: И. В. Савенкова, В. С. Мальцева

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *Н. В. Кувардин*

Строение электронной оболочки атома. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева: методические указания к практическим занятиям и самостоятельной работе студентов технических (нехимических) специальностей по дисциплине «Химия»/ Юго-Зап. гос. ун-т; сост. И. В. Савенкова, В. С. Мальцева. Курск, 2013. 22 с.: табл. 2. Библиогр.: с. 20.

Рассматривается строение электронной оболочки атома на основании современной теории строения атома – законов и положений квантовой механики, приводятся примеры заданий с решением.

В методических указаниях представлены вопросы для самоподготовки, индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов.

Предназначены для студентов технических (нехимических) специальностей, изучающих дисциплину «Химия».

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать Формат 60x84 1/16.

Усл.печ. л. 1,3 . Уч.-изд. л. 1,2 . Тираж 100 экз. Заказ. Бесплатно.

Юго–Западный государственный университет.

305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

Состояние электрона в атоме, как и других микрочастиц, описывается основными положениями квантовой механики.

Электрон, согласно квантово - механическим представлениям, является частицей, так как имеет массу покоя и заряд. В то же время он имеет волновой характер, так как его движение характеризуется длиной волны, частотой, явлениями дифракции и интерференции.

Согласно вероятностному подходу математически можно определить не точное положение электрона в атоме, а вероятность его нахождения в той или иной области околоядерного пространства. Поэтому состояние электрона (совокупность информации о его энергии и о пространстве, в котором он находится) описывается с помощью квантово - механической модели – электронного облака.

Электронное облако – это модель, отражающая совокупность вероятностных положений электрона в разных частях околоядерного пространства.

Область околоядерного пространства, в которой наиболее вероятно (90-95%) нахождение данного электрона называется **электронной орбиталью**. Различают **атомную орбиталь (АО)** – орбиталь каждого электрона в атоме и **молекулярную орбиталь (МО)** – линейную комбинацию атомных орбиталей.

Согласно квантово – механическим представлениям электрон в атоме может находиться в определенных *квантовых состояниях*, соответствующих определенным значениям энергии его связи с ядром. Поэтому состояние электрона в атоме можно описать с помощью четырех квантовых чисел: n , l , m , s .

Главное квантовое число (n) определяет основной запас энергии электрона, т.е. степень его удаления от ядра или размер электронного облака (орбитали). Оно принимает любые целочисленные значения, начиная с единицы. Для реально существующих атомов в основном состоянии $n = 1 \div 7$.

Состояние электрона, которое характеризуется определенным значением n , называется **энергетическим уровнем** электрона в атоме. Электроны, имеющие одинаковые значения n , образуют **электронные слои (электронные оболочки)**, которые можно обозначить и цифрами и буквами.

Значение n1 2 3 4 5 6 7

Обозначение электронного слояK L M N O P Q

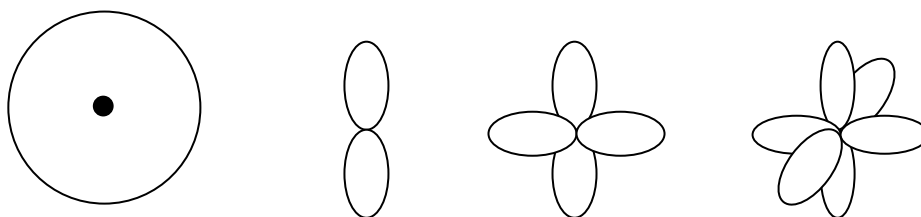
Наименьшее значение энергии соответствует $n = 1$, и электроны с $n = 1$ образуют ближайший к ядру атома электронный слой, они более прочно связаны с ядром.

Состояние атома с минимальной энергией наиболее устойчивое и называется основным состоянием или нормальным. При сообщении энергии извне путем нагревания или другим путем, электрон, получив квант энергии, уходит из сферы притяжения ядра (т.е. нарушается связь электрона с ядром атома) в более высокое энергетическое состояние. Такое состояние называется возбужденным. Возбужденное состояние атома неустойчивое, в таком состоянии атом находится где-то 10^{-6} - 10^{-8} сек., после чего электрон переходит опять в менее возбужденное состояние, излучая при этом энергию.

Орбитальное (побочное или азимутальное) квантовое число (l) определяет орбитальный момент количества движения электрона и характеризует форму электронного облака. Оно может принимать целочисленные значения от 0 до $(n-1)$. Для реально существующих атомов в основном состоянии l принимает значение 0, 1, 2 и 3.

Максимальное число орбиталей на энергетическом подуровне равно $2l + 1$.

Электронные облака могут быть различной формы независимо от значения главного квантового числа. Каждой форме электронного облака соответствует определенное значение орбитального квантового числа:



Обозначение электр. облака	S	p	d	f...
Значение l	0	1	2	3...

Разным формам электронного облака соответствуют различные значения энергии, т.е. в пределах одного энергетического уровня происходит его расщепление на энергетические подуровни.

Число энергетических подуровней каждого электронного слоя равно номеру слоя, т.е. значению главного квантового числа.

Так первому энергетическому уровню ($n=1$) соответствуют один подуровень- s ; второму ($n=2$) – два подуровня s и p ; третьему ($n=3$) – три подуровня s , p , d ; четвертому ($n=4$) – четыре подуровня s , p , d , f .

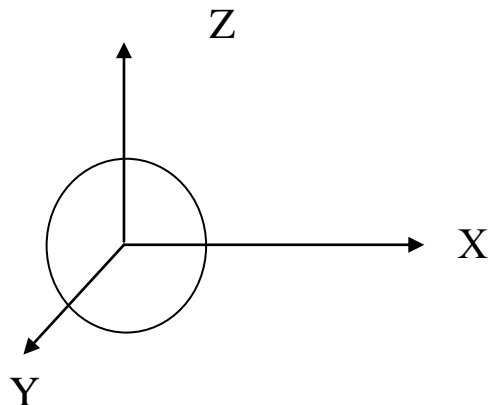
Таким образом, *энергетический подуровень* – это состояние электрона в атоме, которое характеризуется определенным набором квантовых чисел n и l .

Такое состояние электрона, соответствующее определенным значениям n и l (тип орбитали), записывается в виде сочетания цифрового обозначения n и буквенного l ; например: $4p$ ($n = 4; l = 1$); $5d$ ($n = 5; l = 2$).

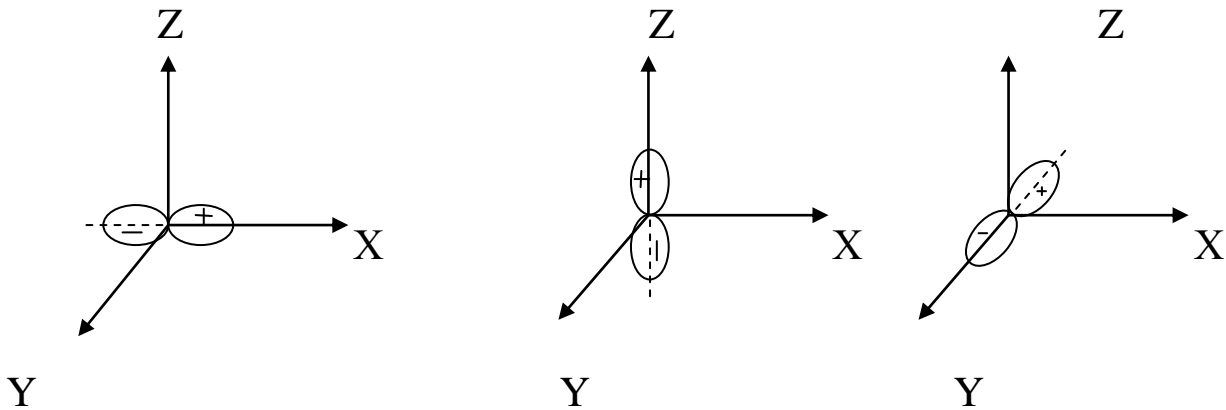
Магнитное квантовое число (m) определяет значение проекции орбитального момента количества движения электрона на произвольно выделенную ось, т.е. характеризует пространственную ориентацию электронного облака.

Оно принимает все целочисленные значения от $-l$ до $+l$, в том числе значение 0.

При $l=0$, $m = 0$. Это значит, что s -электронное облако симметрично относительно системы координат в пространстве и его положение под действием магнитного поля не изменяется.



При $l = 1$ m может принимать три значения: $-1, 0, +1$. Это значит, что могут быть три р-орбитали с ориентацией по координатным осям X, Y, Z



Любому значению l соответствует $(2l + 1)$ значений магнитного квантового числа, т.е. $(2l + 1)$ возможных расположений электронного облака данного типа в пространстве.

S – состоянию соответствует $2 \cdot 0 + 1 = 1$ одна орбиталь,

p- состоянию - $2 \cdot 1 + 1 = 3$ три орбитали,

d-состоянию - $2 \cdot 2 + 1 = 5$ пять орбиталей,

f-состоянию - $2 \cdot 3 + 1 = 7$ семь орбиталей и т.д.

*Состояние электрона в атоме, которое характеризуется определёнными значениями квантовых чисел n, l, m , т.е. определёнными размерами, формой и ориентацией в пространстве электронного облака, называется **атомной электронной орбиталью**.*

Условно АО обозначают в виде (энергетической ячейки) клетки: \square или « - ».

s орбиталь (s – энергетический подуровень) \square

p- орбиталь (p– энергетический подуровень) $\square\square\square$

d - орбиталь (s – энергетический подуровень) $\square\square\square\square$

f - орбиталь (s – энергетический подуровень) $\square\square\square\square\square$

Спиновое квантовое, число (спин) S – характеризует момент собственного внутреннего движения, связанного с вращением электрона вокруг своей оси.

Оно имеет только два значения $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Электроны, имеющие одинаковое направление спина (либо $+1/2$, либо $-1/2$) называются параллельными, а имеющие противоположные значения спинов – антипараллельными.

Рассмотренными четырьмя квантовыми числами можно охарактеризовать всю совокупность сложных движений электрона в атоме.

Заполнение атомных орбиталей электронами подчиняется ряду правил.

Принцип Паули (“запрет” Паули): *в атоме не может быть электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел, т.е. “запрещено” электронам находиться в одинаковом квантовом состоянии.*

В соответствии с принципом Паули, двум электронам, которые характеризуются одинаковыми значениями n , l , m (т.е. находятся в данном энергетическом состоянии) должно соответствовать различие в значениях S (спинового квантового числа).

Следовательно, на первом энергетическом уровне могут находиться только два электрона с антипараллельными спинами. Условно электронную конфигурацию этого уровня записывают следующим образом: $1S^2 \boxed{\uparrow\downarrow}$

Следствие из принципа Паули: *максимально возможное число электронов на каждом энергетическом уровне равно:*
 $N_{max}=2n^2$

Энергетические уровни и подуровни, на которых находится максимальное количество электронов называются замкнутыми или заполненными.

В таблице 1 приведены значения квантовых чисел для различных состояний электрона, а также указано максимальное количество электронов, которое может находиться на определенном энергетическом уровне и подуровне в атоме.

Правило Гунда: *В пределах энергетического подуровня электроны заполняют орбитали таким образом, чтобы*

абсолютное значение (модуль) суммы спиновых квантовых чисел было максимальным.

Рассмотрим правило Гунда на примере заполнения р-подуровня.

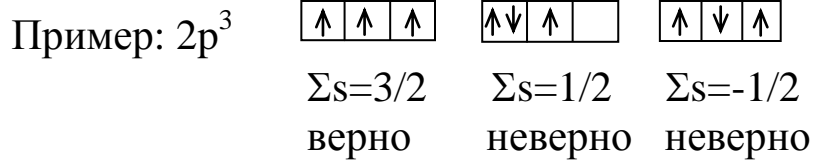


Таблица 1

Квантовое состояние электронов, емкость энергетических уровней и подуровней

n	l	m	S	Число электронов на данном подуровне	Максимальное число электронов на данном уровне
1	0(s)	0	$\pm 1/2$	2	2
2	0(s)	0	$\pm 1/2$	2	8
	1(p)	-1	$\pm 1/2$	6	
		0	$\pm 1/2$		
1	+1	$\pm 1/2$			
3	0(s)	0	$\pm 1/2$	2	18
	1(p)	-1	$\pm 1/2$	6	
		0	$\pm 1/2$		
		+1	$\pm 1/2$		
	2(d)	-2	$\pm 1/2$	10	
-1		$\pm 1/2$			
0		$\pm 1/2$			
+1		$\pm 1/2$			
	+2	$\pm 1/2$			
	0(s)	0	$\pm 1/2$	2	
	1(p)	-1	$\pm 1/2$	6	
		0	$\pm 1/2$		
	+1	$\pm 1/2$			

4	2(d)	-2 -1 0 +1 +2	$\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$	10	32
	3(f)	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	$\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$	14	

Распределение электронов в атоме должно отвечать наибольшей связи с ядром атома, т.е. наименьшей энергии.

Следовательно, электроны в атоме не могут заполнять выше лежащую орбиталь, если на ниже лежащей орбитали есть свободные (вакантные) места – это принцип минимальной энергии.

Исходя из этого принципа, порядок заполнения орбиталей должен быть таким:

1s 2s2p 3s3p3d 4s4p4d4f 5s5d5p5f 6s6p6d6f 7s...

Такая последовательность заполнения АО выполняется только для атомов элементов малых периодов, т.е. для первых 18 элементов.

Далее, начиная с 4-го периода появляются конкурирующие между собой по запасу энергии подуровни.

4s и 3d; **5s** и 4d; **6s**, 5d и 4f; **7s**, 6d и 5f

Подуровни, выделенные жирным шрифтом, энергетически выгоднее, т.к. они обладают меньшей энергией, а потому заполняются раньше в соответствии с принципом min энергии.

Оценить последовательность формирования атомных орбиталей атомов помогает **правило Клечковского**: орбитали заполняются электронами в порядке возрастания сумм $(n + l)$. Если для двух орбиталей суммы $(n + l)$ одинаковые, то вначале заполняется электронами орбиталь с меньшим значением n .

Таблица 2

Порядок заполнения орбиталей по сумме главного и орбитального квантовых чисел ($n + l$).

n	l	$n+l$	Орбиталь	Порядок заполнения
1	0	1+0=1	1s	1
2	0	2+0=2	2s	2
	1	2+1=3	2p	3
3	0	3+0=3	3s	4
	1	3+1=4	3p	5
	2	3+2=5	3d	7
4	0	4+0=4	4s	6
	1	4+1=5	4p	8
	2	4+2=6	4d	10
	3	4+3=7	4f	13
5	0	5+0=5	5s	9
	1	5+1=6	5p	11
	2	5+2=7	5d	14
	3	5+3=8	5f	17
6	0	6+0=6	6s	12
	1	6+1=7	6p	15
	2	6+2=8	6d	18
	3	6+3=9	6f	20
7	0	7+0=7	7s	16
	1	7+1=8	7p	19

Итак, последовательность заполнения электронных энергетических подуровней в атоме:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d

*Запись распределения электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням получила название **электронной конфигурации (электронной формулы) элемента.***

Электронная конфигурация элемента обозначается группой символов nl^x ,

где n - главное квантовое число, l -орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение подуровня: s, p, d, f), x - число электронов на данном подуровне.

или “провалом” электрона на внутренние подуровни с меньшей энергией.

Различают два вида «проскока»

1) с *s* подуровня на *d* подуровень: (Cu, Ag, Au, Cr, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd)

Например: Ni ...3d⁸4s²

Cu ...3d⁹4s² \longrightarrow ...3d¹⁰4s¹
должно быть реально

2) с *d* подуровня на *f* подуровень (у Ce)

Например: La ...6s²5d¹

Ce ...6s²5d¹4f¹ \longrightarrow 6s²5d⁰4f²
должно быть реально

Периодический закон и периодическая система элементов (ПСЭ) Д. И. Менделеева в свете строения электронной оболочки атома

В 1869 году великий русский ученый Д. И. Менделеев создал естественную классификацию химических элементов на основе открытого им периодического закона.

В основу классификации химических элементов Д. И. Менделеев положил атомную массу (вес) химических элементов. Расположив известные к тому времени химические элементы в порядке возрастания атомного веса, ученый обнаружил, что свойства элементов периодически повторялись с ростом атомного веса.

Это позволило ученому сформулировать закон: *Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.*

Развитие теории строения атома привело к установлению того факта, что наиболее существенной характеристикой элемента является заряд ядра. Поэтому в современной формулировке периодический закон звучит следующим образом: *Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства*

образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Заряд ядра равен атомному номеру элемента, определяет число электронов в атоме и, как следствие этого, строение его электронной оболочки в основном состоянии.

В зависимости от того, какой энергетический подуровень заполняется электроном последним, различают четыре типа элементов.

Элементы, в которых заполняются s-орбитали последнего слоя, называются *s-элементами*. Максимальное число электронов s-орбитали – два.

p-элементы – это элементы, в которых заполняются p-орбитали последнего слоя. Максимальное число электронов p-орбитали – шесть.

d-элементы – это элементы, в которых заполняются d-орбитали. Максимальное число электронов d-орбиталей – десять.

f-элементы – это элементы, в которых заполняются f-орбитали третьего снаружи слоя. Максимальное число электронов f-орбиталей – четырнадцать.

Графическим отображением периодического закона является периодическая система элементов (ПСЭ).

К настоящему моменту известно около 700 вариантов периодической системы элементов. Однако сущность их построения неизменна – в любом варианте элементы располагаются в порядке возрастания зарядов ядер их атомов.

Структура периодической системы элементов

Рассмотрим структуру короткой, 8-ми клеточной ПСЭ.

Группы – это вертикальные ряды элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер их атомов, имеющих сходное электронное строение внешних энергетических уровней.

Номер группы показывает число валентных электронов, т.е. число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей.

Валентные электроны атома в невозбужденном состоянии находятся: у *s-элементов* на **ns** – подуровне

у *p-элементов* на **ns** и **np** – подуровне

у *d-элементов* на **ns** и **(n-1)d** – подуровне

у *f-элементов* на **ns** и **(n-2)f** – подуровне

Элементы со сходной электронной конфигурацией внешних энергетических уровней обладают сходными химическими свойствами и называются электронными аналогами.

Каждая группа состоит из главной и побочной подгруппы.

Главные подгруппы включают элементы, у которых заполняются s- и p-подуровни внешних энергетических уровней. У элементов главных подгрупп с номером группы совпадает число электронов на внешнем энергетическом уровне.

Например: в главной подгруппе шестой группы находится сера, у которой на внешнем энергетическом уровне находятся шесть электронов: $S - 3s^2 3p^4$

Побочные подгруппы включают элементы, у которых происходит заполнение внутренних (n-1)d- и (n-2)f-подуровней, а на внешнем энергетическом уровне (ns-подуровень) уже имеется один-два электрона.

У элементов побочных подгрупп с номером группы совпадает число электронов на внешнем и предвнешнем энергетическом уровне.

Например: в побочной подгруппе четвертой группы находится титан, у которого на внешнем и предвнешнем энергетическом уровне находятся четыре электрона: $Ti - 4s^2 3d^2$

Период – горизонтальный ряд элементов, расположенный в порядке возрастания зарядов ядер их атомов, электронная конфигурация внешнего энергетического уровня которых изменяется от ns^1 до $ns^2 np^6$ (для первого периода ns^1 и ns^2).

Номер периода показывает число энергетических уровней, на которых расположены электроны и совпадает со значением главного квантового числа n внешнего энергетического уровня.

Каждый период начинается щелочным металлом, у которого заполняется s-подуровень и заканчивается инертным газом, у которого на p-подуровне 6 электронов, т. е. в периоде с

увеличением заряда ядра атомов наблюдается постепенное изменение свойств: от металлических к типично неметаллическим. Это связано с увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне.

Например: Na – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Атому натрия легче отдать 1 е с s-подуровня, чем принимать электроны на свободный 3p-подуровень. При этом нейтральный атом превращается в ион Na^+ , имеющий электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$.

S – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Атому легче присоединить 2 е (до завершения p-подуровня), чем отдать 4 е. При этом нейтральный атом превращается в ион S^{2-} , имеющий электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Первые три периода содержат только s- и p- элементы. Четвёртый и последующие периоды включают в свой состав также элементы, у которых происходит заполнение d и f- подуровней соответствующих внутренних энергетических уровней. f- элементы объединяются в семейства, которые называются лантаноидами (4f-элементы) и актиноидами (5f-элементы).

ПРИМЕР 3: Зная сокращенную электронную конфигурацию элемента - $...6s^2 4f^{14} 5d^2$, определить его местоположение в периодической системе элементов. Определить, какой это элемент, написать его электронную конфигурацию.

РЕШЕНИЕ:

1) Значением главного квантового числа n внешнего энергетического уровня совпадает с номером периода ПСЭ, следовательно, №_{периода} = 6.

2) У элемента последним заполняется d-подуровень, значит элемент находится в побочной подгруппе и относится к d-семейству.

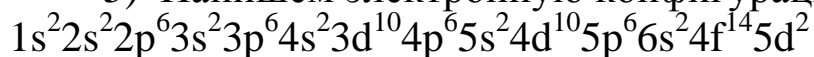
№ элемента в данном семействе равен 2.

3) У элементов побочных подгрупп с номером группы совпадает число электронов на внешнем и предвнешнем энергетическом уровне, следовательно, элемент находится в четвертой группе

Из всего выше сказанного следует, что искомым элементом является вольфрам – ${}_{74}\text{W}$.

4) $N_{\text{эл-га}} = 74$, что соответствует количеству электронов в атоме.

5) Напишем электронную конфигурацию элемента.



Периодичность свойств химических элементов.

Так как электронная конфигурация атомов химических элементов изменяется периодически с ростом заряда их ядер, все свойства, которые определяются электронным строением, закономерно изменяются по периодам и группам.

К таким свойствам относятся: *атомные и ионные радиусы (r), энергия ионизации ($E_{\text{и}}$) или ионизационный потенциал (I), сродство к электрону ($SЭ$), электроотрицательность ($ЭО$).*

Атомы, как и ионы, не имеют строго определенных границ в силу волновой природы электрона, поэтому измерить абсолютные размеры атомов невозможно. За радиус свободного атома принимают теоретически рассчитанное положение главного максимума плотности внешних электронных облаков. Это так называемый *орбитальный радиус*.

Практически приходится иметь дело с радиусами атомов, связанных друг с другом тем или иным типом химической связи. В этом случае пользуются *эффективными* (проявляющими себя в действии) *радиусами*, которые определяют как половину расстояния между центрами смежных атомов. Эффективные радиусы определяют при изучении строения молекул и кристаллов.

Если атом отдает электроны в химической реакции, превращаясь в положительно заряженный ион, его радиус уменьшается. При присоединении электронов к атому радиус возрастает.

Чем больше радиус атома, тем слабее удерживаются внешние электроны и в большей степени выражены восстановительные свойства.

Изменение атомных и одноптипных ионных радиусов носит периодический характер. В периодах слева направо атомные и ионные радиусы атома постепенно уменьшаются, так как происходит заполнение электронами одного и того же энергетического уровня, а заряд ядра атомов возрастает. Следовательно, щелочные металлы – типичные восстановители, а галогены – типичные окислители.

Наибольшее уменьшение радиусов наблюдается у элементов малых периодов, так как у них происходит заполнение внешнего энергетического уровня. В больших периодах в пределах d- и f-элементов наблюдается более плавное уменьшение радиусов. Это уменьшение радиусов называют соответственно d- и f-сжатием.

В группах с ростом заряда ядер атомные и ионные радиусы атомов увеличиваются, при этом в главной подгруппе такое увеличение происходит в большей степени, чем в побочной подгруппе. Это объясняется увеличением числа энергетических уровней у атома.

Химическая активность элемента определяется его способностью терять или приобретать электроны. Количественно это оценивается с помощью энергии ионизации атома и его сродства к электрону.

Первая энергия ионизации (I) - энергия, необходимая для отрыва одного моля наиболее слабо связанных электронов от одного моля невозбужденных атомов какого-либо элемента для процесса.



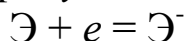
Энергию ионизации выражают в кДж/моль или эВ/моль (электрон-вольт на моль).

Энергия ионизации характеризует восстановительную способность элемента. Чем она меньше, тем легче удаляется электрон, тем сильнее восстановительные способности элемента. Энергия ионизации возрастает по периоду. Наименьшее значение энергии ионизации имеют щелочные металлы, находящиеся в начале периода, а наибольшими значениями энергии ионизации характеризуются благородные газы, стоящие в конце периода.

В одной и той же группе энергия ионизации несколько уменьшается с увеличением порядкового номера элемента, что

обусловлено увеличением размеров атомов и расстояния внешних подуровней от ядра.

Сродство к электрону (СЭ) Энергетический эффект присоединения моля электронов к молю нейтральных атомов называется сродством к электрону.



Сродство к электрону СЭ количественно выражается в кДж/моль или электрон-вольтах (эВ). Наибольшее значение сродства к электрону имеют галогены, кислород, сера, наименьшее и даже отрицательные значения её – элементы с электронной конфигурацией s^2 (He, Be, Mg, Zn), с полностью или наполовину заполненными p -подуровнями (Ne, Ar, Kr, N, P, As.).

Электроотрицательность (ЭО) – условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны.

По Р. Малликену электроотрицательность атома определяют как полу-сумму его энергии ионизации и сродства к электрону, т.е. $\text{ЭО} = (I + \text{СЭ})$.

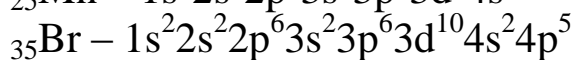
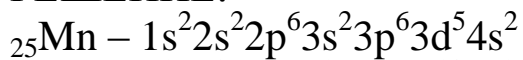
Имеется около 20 шкал электроотрицательности, в основу расчета которых положены разные свойства веществ. Значения электроотрицательностей различных шкал отличаются, но относительное расположение элементов в ряду электроотрицательностей примерно одинаково.

Для практической оценки этой способности атома введена условная относительная шкала электроотрицательностей (см. приложение 1). По такой шкале наиболее электроотрицательным элементом является фтор, а наименее электроотрицательным – франций. В периоде с ростом порядкового номера элемента электроотрицательность возрастает, а в группе – убывает. Наименьшими значениями электроотрицательности характеризуются s -элементы, а наибольшими – p -элементы VII группы.

ПРИМЕР 4: У какого из элементов четвертого периода марганца или брома - сильнее выражены восстановительные

свойства? Дайте мотивированный ответ, рассмотрев строение атомов соответствующих элементов.

РЕШЕНИЕ:



У атома марганца на внешнем энергетическом уровне находятся два электрона, которые легче отдать, чем принимать электроны на свободный р-подуровень. Поэтому марганец проявляет только восстановительные свойства и не может образовывать элементарные отрицательные ионы.

У атома брома на внешнем энергетическом уровне находятся семь электронов, ему легче принять (до завершения р-подуровня) один электрон. Поэтому бром в большей степени будет проявлять свойства окислителя (по сравнению с марганцем).

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ

1. Дайте понятие о двойственной природе электрона.
2. Что характеризуют квантовые числа? Каково соотношение между ними?
3. Принципы и правила, определяющие последовательность заполнения атомных орбиталей электронами (принцип Паули, принцип минимальной энергии, правило Гунда, правило Клечковского).
4. Дайте понятие о «проскоке» электрона в атоме.
5. Что представляет собой электронная конфигурация (электронная формула) элемента?
6. Современная формулировка периодического закона и ее отличие от формулировки Д. И. Менделеева.
7. Структура периодической системы элементов (ПСЭ). Дайте понятия о периодах, группах и подгруппах ПСЭ.
8. Дайте понятие о периодичности свойств химических элементов.
9. Что характеризуют энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность? Как изменяются значения этих величин в ПСЭ.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия. - М.: Высш. шк., 2007 – 557 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2006 – 743 с.
3. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие / Под ред Н. В. Коровина / М.: Высш. шк., 2006 – 255 с.

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

ЗАДАНИЕ 1

Для элементов, приведенных ниже:

- 1) Укажите положение элементов в периодической системе Д.И. Менделеева (порядковый номер, номер периода, номер группы, подгруппу, электронное семейство);
- 2) напишите электронные конфигурации атомов;
- 3) подчеркните валентные электроны.

Для подчеркнутого элемента:

- 1) изобразите схематически возможные возбужденные состояния атома;
- 2) опишите состояние формирующего электрона с помощью набора квантовых чисел;
- 3) на основании строения электронной оболочки атома подчеркнутого элемента, объясните, какие валентности и степени окисления он может проявлять;
- 4) напишите для него электронные формулы в низшей и высшей степени окисления:

А. Литий, бром, цирконий;

Б. Магний, олово, йод;

В. Натрий, кремний, кобальт;

Г. Углерод, сурьма, марганец;

Д. Стронций, хлор, титан;

Е. Рубидий, сера, вольфрам;

Ж. Цезий, селен, ванадий;

З. Углерод, таллий, железо;

И. Барий, селен, ртуть;

- К.** Франций, фосфор, никель;
Л. Калий, хлор, цинк.
М. Кислород, теллур, технеций.
Н. Радий, кремний, медь
О. Натрий, мышьяк, рений
П. Калий, фосфор, молибден
Р. Кальций, бром, хром
С. Рубидий, галлий, селен
Т. Бериллий, свинец, ниобий
У. Цезий, олово, рутений
Ф. Азот, аргон, платина

ЗАДАНИЕ 2

Пользуясь периодической системой элементов и электронными формулами атомов, составьте формулы водородных соединений, оксидов и гидроксидов, указанных элементов (с учетом возможных степеней окисления). Опишите свойства оксидов и гидроксидов, приведите уравнения соответствующих реакций.

- | | |
|--------------------|--------------------|
| А. Мышьяк | Л. Фосфор |
| Б. Селен | М. Марганец |
| В. Германий | Н. Бром |
| Г. Сурьма | О. Свинец |
| Д. Сера | П. Галлий |
| Е. Хром | Р. Алюминий |
| Ж. Азот | С. Цинк |
| З. Йод | Т. Железо |
| И. Кремний | У. Магний |
| К. Хлор | Ф. Олово |

ЗАДАНИЕ 3

3.1. В каждой из приведенных пар выберите:

- 1) частицу, имеющую больший радиус;
- 2) частицу, имеющую больший первый потенциал ионизации;
- 3) частицу с меньшим значением электроотрицательности.

Обоснуйте свой ответ, используя строение атомов и ионов, периодичность изменения свойств

А: 1) Cu – Cu²⁺, P – As; 2) He – Li, Be – B; 3) P – S, Na – K.

Б: 1) V²⁺ – V³⁺, B – C; 2) V – Nb, Mo – W; 3) Mg – Cl, F – J.

В: 1) S – S²⁻, Zr – Hf; 2) Cl – Br, P – S; 3) Li – O, Ca – Ba.

Г: 1) Zn – Zn²⁺, Li – Rb; 2) Al – Na, K – Cs; 3) Be – C, Se – S.

Д: 1) Br – J, C – O; 2) P – As, Mg – Ba; 3) Si – Cl, N – F.

3.2. Перечислите важнейшие характеристики атома. Рассмотрите, как они меняются в пределах данной группы элементов.

Е: Li – Na – K и N – O – F.

Ж: Na – Mg – Al и B – Be – Li.

З: Se – S – O и P – S – Cl.

И: Cs – Rb – K и O – S – Se.

К: O – N – C и Mg – Ca – Sr.

3.3. У какого из двух элементов с указанными электронными формулами больше первый потенциал ионизации? Сравните у них значения электроотрицательностей и радиусы атомов. Ответы обоснуйте.

Л: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

М: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$.

Н: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

О: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ и $1s^2 2s^2 2p^5$

П: $1s^2 2s^2 2p^1$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

3.4. Расставьте указанные элементы в порядке возрастания радиусов атома, первого ионизационного потенциала, электроотрицательности. Ответы обоснуйте.

Р: Bi, As, N, P, Sb.

С: Si, Sn, C, Pb, Ge.

Т: Li, Na, K, Rb, Cs.

У: Na, Cl, S, Al, Mg.

Ф: O, S, Se, Te, N.

