

Заочная школа
ХИМИЧЕСКОЕ ОТДЕЛЕНИЕ
11-й класс. Задание № 1(2)
СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Уважаемый ученик!

Приступая к выполнению задания, внимательно прочтите теоретическую часть задания, которая содержит материал в концентрированном виде, удобном для более глубокого понимания и практического использования при решении задач. Попробуйте самостоятельно решить задачи, указанные в качестве примера. Сравните свой ход решения с решением в задании. Затем приступайте к задачам для самостоятельного решения. Присылайте нам свою работу, даже если Вам не удастся довести решение до ответа¹.

ПРАВИЛА ОФОРМЛЕНИЯ ЗАДАНИЯ

Работа может быть оформлена на бумажном носителе (в ученической тетради в клетку) или в виде файла: лучше всего в виде набранного документа в формате .doc, .docx, .rtf, формулы и рисунки можно делать с помощью встроенного в Word редактора или вставлять в виде небольших картинок, отсканированных (или сфотографированных) с белых листов бумаги. Если Вы собираетесь сканировать работу, то оформляйте **не в тетради, а на белых листах формата А4**. Старайтесь, чтобы количество листов было минимальным. Пишите разборчиво, т.к. после сканирования иногда сложно разобрать текст. **Не нужно** присылать отдельным файлом каждую страницу Вашей работы. Сканируйте все страницы подряд – в один файл! Лучше сохранять в PDF формате. Обязательно пишите краткое условие задачи, а затем ее решение. Указывайте номера задач – они должны совпадать с теми, которые указаны в задании. Обязательно оставляйте поля для замечаний преподавателя.

На обложке тетради или (если работа в файле, то на 1 странице) нужно указать:

1. Отделение (химическое).
2. Класс, в котором Вы учитесь в Заочной школе.
3. Номер задания, тема.
4. Ваш почтовый адрес (с индексом), конт. телефон, e-mail.
5. Фамилию, имя, отчество.

Убедительно просим оформлять обложку по указанному образцу.

Работу отправлять любым удобным для Вас способом:

● **на бумажном носителе:** простой или заказной бандеролью. В тетрадь вложите листок бумаги размером 6х10 см с Вашим почтовым адресом;

● **в электронном виде:**

➤ по e-mail. Тема письма должна совпадать с названием файла с работой: Фамилия_предмет класс - № задания (напр.: Петров_Химия_10 - 2) В письме обязательно укажите: ФИО, класс, предмет, № задания, тема, регион, конт. телефон. Мы всегда подтверждаем получение Вашей работы;

➤ или через личный кабинет сайта ЗШ.

Требования к оформлению работ в электронном виде и вся подробная информация есть на сайте ЗШ: <http://zfmsh.nsu.ru>, Тел.: +7(383)363 40 66; E-mail: zfmsh@yandex.ru

Адрес: ЗШ СУНЦ НГУ, ул. Пирогова, 11/1 (Ляпунова, 3), к. 455, Новосибирск-90, 630090

Вместе с рецензией к проверенной работе Вам будут высланы краткие решения задач и ответы. Настоятельно рекомендуем прочесть их, даже если Вы получили правильный ответ.²

¹ Преподаватель оценит объем задания, который Вам удалось выполнить.

² Вы можете узнать и о другом способе решения.

1. СТРОЕНИЕ АТОМА

Атом состоит из трех видов элементарных частиц: не имеющих заряда нейтронов, положительно заряженных протонов и частиц с отрицательным зарядом - электронов. Протоны и нейтроны образуют атомное ядро, в котором они удерживаются сильными ядерными взаимодействиями. Электроны движутся вокруг ядра, поэтому, хотя они и притягиваются к ядру за счет взаимодействия электрических зарядов, они на ядро не падают. Первая попытка описать строение атома была предпринята Бором. Рассмотрим ее основные положения.

1. При движении электрона с зарядом $-e$ со скоростью V по орбите с радиусом r вокруг ядра с зарядом $+ze$ ($z = 1, 2, 3 \dots$) на него действует сила электростатического притяжения к ядру $\frac{ze^2}{r^2}$, обеспечивающая

центростремительное ускорение $a_{\text{цс}} = \frac{V^2}{r}$. По второму закону Ньютона, $F=ma$ (где m - масса электрона), поэтому в данном случае получаем уравнение

$$\frac{ze^2}{r^2} = \frac{mV^2}{r} \quad (1)$$

Однако для описания поведения электрона в атоме одного этого уравнения недостаточно, поскольку в него входят две неизвестные величины: V и r . Следовательно, необходимо еще одно уравнение, связывающее их.

2. Бор в соответствии с экспериментальными данными предположил, что электрон может находиться лишь на определенных орбитах с определенными V и r , на которых он не приобретает и не теряет энергию во время своего кругового движения. И лишь при переходе с одной такой стационарной (постоянной) орбиты на другую электрон теряет или приобретает порцию энергии, равную разности значений конечного и начального состояний. Бор предположил, что эти определенные («дискретные», т.е. не непрерывные) значения скорости и радиуса орбиты связаны еще одним уравнением, куда входят масса электрона и мировая постоянная (постоянная Планка):

$$mVr = \frac{n\hbar}{2\pi} \quad (\pi = 3,14\dots) \quad (2)$$

где mV - импульс электрона, mVr – так называемый момент импульса (характеризует круговое движение материальных тел), $n = 1, 2, 3, \dots$ – так называемое главное квантовое число.

Используя уравнения (1) и (2), легко найти радиус орбиты:

$$r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{4\pi^2 z m e^2} \quad (3)$$

и полную энергию (сумму кинетической энергии движения электрона по орбите $\frac{mV^2}{2}$ и потенциальной энергии $\frac{ze^2}{r}$ притяжения электрона к ядру):

$$E_n = -\frac{2\pi^2 z^2 m e^4}{n^2 h^2} \quad (4)$$

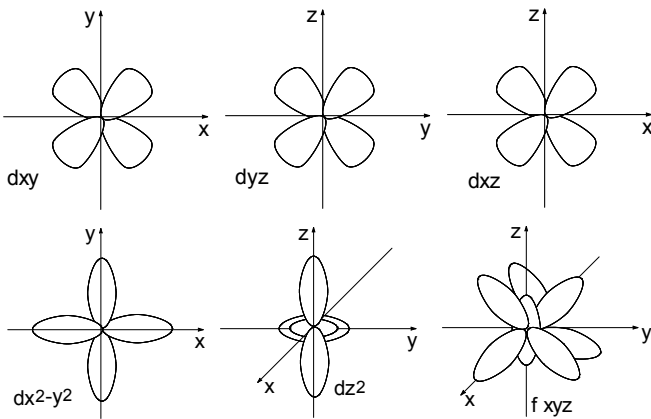
Отрицательное значение полной энергии показывает, что атом - стабильная система, поскольку для его разрушения - отрыва электрона с его удалением от ядра настолько, что его энергия будет равна 0 (т.е. на бесконечное расстояние), необходимо затратить энергию

$$+\frac{2\pi^2 z^2 m e^4}{n^2 h^2}.$$

Модель Бора достаточно хорошо описывает радиусы атомов и энергию электронов, хотя, естественно, действительность намного сложнее простых моделей. Оказалось, что положение электрона в пространстве точно определить нельзя, можно лишь говорить о вероятности найти его в какой-либо точке. Поэтому часто описывают положение электрона в атоме некоторым электронным облаком, окружающим ядро, считая его более плотным там, где вероятность найти электрон больше.

Состояние электрона в атоме кроме главного квантового числа n определяется еще тремя квантовыми числами: l, m, s . Энергия электрона в атоме зависит от n (в первую очередь) и l . Зависимость от m и s проявляется только при наложении магнитного поля. Чем больше n , тем выше энергия электрона, тем дальше он от ядра (уравнение 4). Орбитальное квантовое число l может принимать любые целые значения, меньшие n ($l=0, 1, 2, \dots, n-1$). Оно характеризует геометрическую форму электронного облака (орбитали). При $l=0$ орбиталь имеет сферическую форму и называется s -орбиталью, при $l=1$ - форму гантели и называется p -орбиталью, при $l=2$ - d -орбиталью, $l=3$ - f -орбиталью. Орбитали d и f имеют сложные многолепестковые формы.

Магнитное квантовое число m определяет энергию и ориентацию орбиталей в магнитном поле, если оно имеется. Оно принимает любое из целых значений $m: -l, \dots, 0, \dots, l$. Это означает, что p -орбитали могут быть ориентированы в трех направлениях, причем они совпадают с направлением трех координатных осей X, Y, Z и обозначаются соответственно p_x, p_y, p_z . При $l=2$ возможно 5 значений m , которым соответствует 5 типов d -орбиталей, приведенных на рисунке. $l=3$ дает 7 орбиталей f -типа, одна из которых f_{xyz} , показана.



Спиновое число s принимает два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$. Оно характеризует внутренние свойства электронов взаимодействовать с внешним магнитным полем двумя способами.

Вектор, описывающий спин электрона, по абсолютной величине равен $\left(\frac{h}{2\pi\sqrt{s(s+1)}}\right)$ и может быть ориентирован по отношению к внешнему магнитному полю в двух направлениях, которым и соответствует квантовое число s : $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Введем следующий способ изображения электронной конфигурации: каждое электронное состояние, характеризующееся тремя числами (орбиталь) (четвертое число есть свойство самого электрона), изобразим одной клеткой. Спиновое квантовое число будем изображать направлением стрелочки в клетке - вверх или вниз.

m \ n	0	-1	0	1	-2	-1	0	1	2	-3	-2	-1	0	1	2	3
4	4s	4p	4p	4p	4d	4d	4d	4d	4d	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f
3	3s	3p	3p	3p	3d	3d	3d	3d	3d							
2	2s	2p	2p	2p												
1	1s															

В простейшем атоме – атоме водорода – один электрон, он занимает $1s$ - орбиталь. Такое состояние обозначим $1s^1$, где верхняя цифра обозначает число электронов на орбитали данного типа.

Принцип Паули. В атоме с большим числом электронов заполнение орбиталей происходит в соответствии с принципом Паули: **в атоме**

никакие два электрона не могут находиться в одинаковых состояниях, т.е. иметь одинаковыми все четыре квантовых числа. Например: у He (гелия) схема строения электронной оболочки будет такой: $\uparrow\downarrow 1s^2$, а не такой $\uparrow\uparrow$, так как в последнем случае оба электрона имели бы одинаковый спин, что противоречит принципу Паули.

У следующего элемента системы Менделеева – Li (лития) начинает заполняться уровень с $n=2$. Электрон поступает на $2s$ -орбиталь: $1s^2 2s^1$.

При дальнейшем заполнении электронных орбиталей одного типа вступает в действие **правило Хунда**: *в пределах орбиталей с одинаковыми n и l электроны размещаются так, чтобы число неспаренных электронов было максимальным.*

Например, для атома азота структура



и для спаривания электронов приходится затрачивать дополнительную энергию. Электронные оболочки ионов подчиняются тем же положениям, например:



Упражнение. Подставляя в уравнения (3) и (4) значения констант, нетрудно получить, что для атома Н: $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ эВ (электронвольт), а радиус орбиты с $n=1$ ($1s$ орбита Н) равен $a_0 = 0,53 \cdot 10^{-8}$ см (a_0 – боровский радиус). 1 эВ – мера энергии, численно равная $1,6 \cdot 10^{-19}$ Дж, такую энергию приобретает электрон при ускорении его разностью потенциалов 1 В.

а) Найти потенциал ионизации I атома Н (потенциал ионизации I – энергия, необходимая для отрыва электрона от атома и удаления его на бесконечное расстояние). На таком расстоянии можно полагать, что $n = \infty$. Тогда

$$I = E_{\infty} - E_1 = 0 - \left(\frac{-13,6}{1} \right) = 13,6 \text{ эВ}$$

б) Оценить диаметр атома He. У He основное состояние $1s^2$, заряд ядра $z=2$. Следовательно

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 z m e^2} = \frac{n^2 a_0}{z} = \frac{a_0}{2} = 0,27 \cdot 10^{-8} \text{ см.}$$

Задачи для самостоятельного решения

1. Нейтральный атом некоторого элемента обладает следующим набором орбиталей: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$. Что это за элемент?
2. Рассчитать разность энергий электрона в атоме водорода между состояниями с главными квантовыми числами:
а) 1 и 4, б) 4 и 5, в) 2 и 6, г) 37 и 53.
3. Объясните изменение первых потенциалов ионизации (εB) в ряду атомов:

He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
24,6	21,6	15,8	14,0	12,1	10,7

Будет ли такой ход изменения потенциала ионизации справедлив для других групп Периодической системы?

4. Среди следующего ряда атомов, ионов и многоатомных частиц выделить имеющие одинаковое число электронов (изоэлектронные):

$Al^-, Ar, S, Ca^{2+}, Si, Cl^-, P^-, P^+, Sc^{3+}, C, BeH, BH, CH_2, PH, Cl^+, O$.

- 5.* Оценить радиус атома *Be*, считая, что электроны на орбитали *1s* экранируют¹ внешние электроны на орбите *2s* от 2/3 полного заряда атома *Be*, а электроны орбитали *2s* экранируют друг друга от ядра на 30 %.

II. ВАЛЕНТНОСТЬ

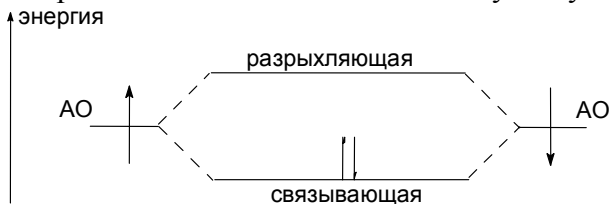
Если два атома, каждый из которых имеет неспаренный электрон, сближаются на достаточно малое расстояние, то в результате взаимодействия электронов с ядрами и друг другом возникают силы притяжения между атомами. В том случае, когда они превышают отталкивание одноименно заряженных ядер, образуется химическая связь между атомами, объединяющая их в молекулу.

Молекула - это устойчивая система из нескольких ядер и электронов, при образовании которой из исходных атомов имеет место уменьшение энергии системы. Для молекулы А–А это можно проиллюстрировать на такой простой схеме. При приближении атомов друг к другу две атомные орбитали комбинируются с образованием двух объединенных орбиталей, одна из которых имеет более низкую энергию, чем первоначальные атомные орбитали (АО), а вторая – более высокую. Возбуждение электрона на эту верхнюю «разрыхляющую» орбиталь требует затраты энергии и приводят к разрыву химической связи.

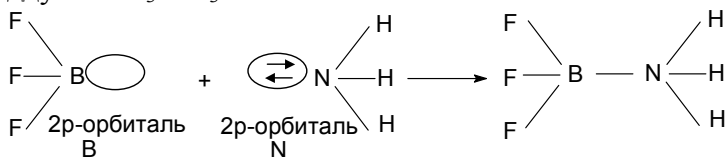
¹ **Экранирование** – понятие, вводимое для учета взаимного отталкивания электронов в многоэлектронных атомах. Поскольку это взаимодействие обратно по знаку притяжения к ядру, оно проявляется в виде ослабления связи электрона с последним. Естественно, что электроны с более глубоких уровней экранируют сильнее, чем электроны с одного и того же уровня; в свою очередь, внешние электроны не влияют на внутренние.

Два электрона связи занимают орбиталь с более низкой энергией по сравнению с исходными, поэтому при образовании связи и выделяется

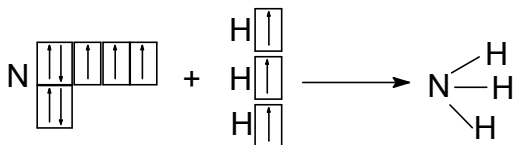
энергия. Для образования химической связи необходимо, чтобы на 2 АО приходилось 2 электрона. Это может достигаться двумя путями:



спариванием двух электронов, по одному от каждого атома ($H\bullet + H\bullet = H_2$) или предоставлением одним из атомов электронной пары на пустую АО другого атома: $H^+ + H^- = H_2$. Второй путь является основным при образовании донорно-акцепторной связи, например в ионе аммония NH_4^+ или в аддукте $BF_3 \cdot NH_3$:

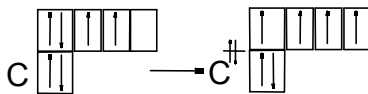


Следует отметить, что донорно-акцепторная связь также является ковалентной. Если атом имеет x неспаренных электронов, он может образовать x связей с атомами, несущими по одному неспаренному электрону.



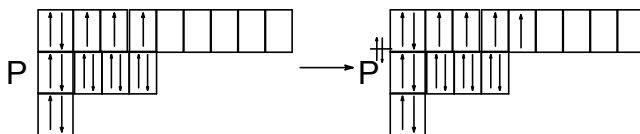
Число двухэлектронных связей, образуемых атомом в сложной молекуле или в ионе, есть ковалентность атома. Понятно, что она связана с числом неспаренных электронов. Широко используемый термин валентность означает число электронов, которые атом теряет, приобретает или обобществляет в молекуле или ионе.

Атом C в основном состоянии имеет 2 неспаренных электрона. Его ковалентность должна быть равна также 2, хотя хорошо известно, что углерод в основном четырехвалентен. Дело в том, что у него есть одна свободная p -орбиталь и при переходе одного $2s$ -электрона на $2p$ -орбиталь валентность становится равной 4. Хотя для этого требуется определенная энергия, при образовании новых двух связей выделяется энергия, с избытком компенсирующая эту затрату. Состояние атома C с четырьмя неспаренными электронами называют возбужденным и обозначают C^* :

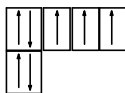


Аналогично, возбужденные состояния образуют кремний, бериллий, бор, сера и их аналоги в периодической таблице. Это явление, по-видимому, обуславливает существование соединений инертных газов.

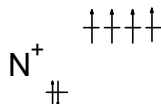
Возбужденное состояние может, как правило, осуществляться за счет перехода на уровень с одинаковым главным квантовым числом. Если на данном уровне имеются d -орбитали, то возбужденное состояние может реализоваться при переходе электрона на эти орбитали. Например, в случае фосфора:



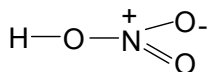
У азота, элемента второго периода, такой возможности нет, т.к. на уровне с $n=2$ нет d -орбиталей:



Переход же одного $2s$ -электрона на $3s$ -уровень невозможен, т.к. изменение главного квантового числа требует затраты слишком большой энергии. Поэтому азот не может быть пятиквалентным. Максимально возможную для элементов второго периода ковалентность – 4 имеет однозарядный катион азота N^+ :



Это имеет место в катионе аммония или тетраалкиламмонийных солях (NR_4^+ где $R = CH_3, C_2H_5, \dots$), оксидах аминов $R_3N^+ - O^-$ и даже в азотной кислоте:



Попробуйте самостоятельно объяснить строение таких соединений.

Следует отметить также важное отличие между переходными и непериодическими элементами. Последние стремятся для образования химической связи использовать все свои неспаренные электроны, и

примеры устойчивых свободных радикалов (т.е. частиц с неспаренными электронами) для этих элементов редки. Это, например, NO_2 , ClO_2 , NO , а также ионы O_2^- и O_3^- в солях типа KO_2 или KO_3 . Переходные металлы могут иметь большое число неспаренных электронов в своих соединениях и далеко не всегда используют их для образования химических связей. Особенно это касается лантанидов и актинидов.

Задачи для самостоятельного решения

6. Указать, какими валентными состояниями могут обладать следующие атомы: B , Pb , P , I , Xe . Изобразите схематически (с помощью клеток) каждое состояние.

7. Нарисовать схему заполнения электронных оболочек для фосфора в соединениях PH_3 , PH_4^+ , PCl_3 , PF_5 , $POCl_3$.

8. Какие АО участвуют в образовании химических связей в следующих молекулах (ионах):

PB , XeF_2 , PtF_4 , ICl_4^- , $(CN)_2$, H_2O_2 , P_2H_4 , CO ?

9. Рассмотреть молекулы соединений серы: сероводород, диоксид серы, триоксид серы, гексафторид серы, хлористый тионил $SOCl_2$. Определить и сопоставить валентность, координационное число (число атомов непосредственно связанных с атомом серы) и степень окисления серы.

10. Какие соединения могут образовываться при взаимодействии следующих пар вещества:

$AlCl_3$ и PH_3 , $BeCl_2$ и H_2S , SbI_3 и HI , BH_3 и CO ?

Что является движущей силой таких реакций?

III. ФОРМА МОЛЕКУЛ

В настоящее время экспериментально установлена форма различных молекул, от которой во многом зависят их свойства. Можно ли на основе данных об электронном строении молекулы предсказать ее форму? Чем она определяется? В настоящее время существуют два подхода к этой проблеме:

1) определяющим является тип и расположение орбиталей центрального атома;

2) определяющим является стремление свести к минимуму электростатическое отталкивание заместителей (лигандов).

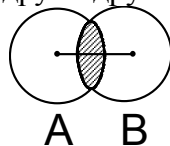
Рассмотрим первый подход. Рассмотрим, какие элементы участвуют в образовании связей у следующих элементов в возбужденном состоянии:

B $2s$ $2p$ $2p$	тип sp^2	O $2p$ $2p$	тип p^2
C $2s$ $2p$ $2p$ $2p$	тип sp^3	Be $2s$ $2p$	тип sp
N $2p$ $2p$ $2p$	тип p^3	S $3s$ $3p$ $3p$ $3p$ $3d$ $3d$	тип sp^3d^2

Как известно, s -орбитали имеют сферическую форму, p -орбитали

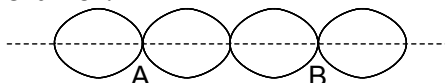
ориентированы вдоль одной из трех координатных осей, а лепестки большинства d -орбиталей – в двух взаимно перпендикулярных направлениях.

При образовании связи s -орбитали могут перекрываться друг с другом единственным образом, так что максимум электронной плотности находится на линии, соединяющей центры атомов:



В таком случае говорят, что образуется σ -связь.

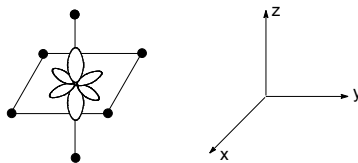
p -орбитали также могут образовывать σ -связи:



Если в образовании нескольких σ -связей одного атома принимают участие только p -электроны, они образуют связи в двух (как в H_2X , где $X=S, Se, Te$) или в трех (как в аналогах PH_3) взаимно перпендикулярных направлениях. Молекулы будут иметь соответственно угловую (H_2X) или пирамидальную форму (PH_3) с углом между связями около 90° .

В образовании связей могут принимать участие не только чистые s и p , но и гибридные орбитали. Это имеет место, например, в молекуле CH_4 , где из одной s и трех p -орбиталей формируется четыре sp^3 -гибридные орбитали, направленные к вершинам тетраэдра, которые являются совершенно одинаковыми. Соответственно угол HCH в CH_4 составляет $109,28^\circ$. Подобное имеет место в молекулах NH_3 и H_2O (sp^3), где одно или два места в тетраэдре заняты неподеленными парами электронов: угол HOH равен $104,5^\circ$, HNH – $107,5^\circ$. Такие пары называют стереохимически активными.

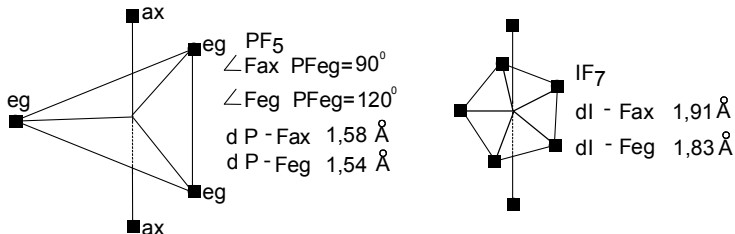
Аналогично, при комбинации s и p , s и двух p -орбиталей получаются две sp и три sp^2 -гибридные орбитали, направленные под углами 180° и 120° , соответственно. В случае, если гибридизация происходит по



типу sp^3d^2 (у серы) или d^2sp^3 (у некоторых переходных металлов), шесть эквивалентных гибридных орбиталей можно создать единственным образом - направив их к вершинам правильного октаэдра:

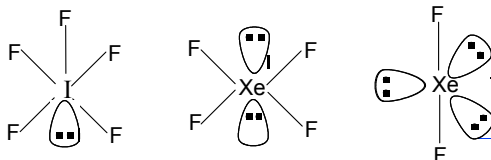
Другой подход, развитый Гиллеспи, исходит из того, чтобы заместители находились на максимально большом расстоянии друг от друга. При этом неподеленная пара рассматривается как «атом» с большим размером и большим отрицательным зарядом. В результате форма молекулы AB_2 будет линейной ($BeCl_2$ в газе), AB_3 – треугольной (галогениды бора), AB_4 (CH_4 , CCl_4 , SiH_4) – тетраэдрической, AB_5 (PF_5 , PCl_5 в газе) – тригональной бипирамидой; в этом случае невозможно получить 5 эквивалентных связей, различают две аксиальные и три экваториальные связи, а неподеленная пара

занимает экваториальное положение:

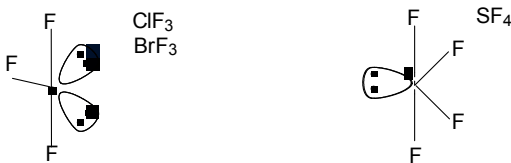


Шесть заместителей дадут октаэдр, а семь - пентагональную бипирамиду (как в IF_7 , BrF_7 и ReF_7). Для большого числа заместителей (известны координационные числа в комплексах и твердых телах вплоть до 14) однозначный выбор становится гораздо более сложным.

Рассмотрим теперь соединения с неподеленными парами: молекулы NH_3 (тригональная пирамида) и H_2O (угловая) будут располагаться по тетраэдру (как и CH_4), где соответственно одна или две вершины заняты неподеленными парами электронов. IF_5 и ион SF_5^- имеют форму тетрагональной (или квадратной) пирамиды – в октаэдре одна вершина занята неподеленной парой. XeF_2 – линейная молекула, XeF_4 – квадрат. Подумайте, может ли XeF_6 иметь форму правильного октаэдра.



Легко объясняются и необычные T-образные формы ClF_3 и аналогичного соединения брома, а также искаженная тетраэдрическая форма тетрафторида серы, где соответственно две или одна неподеленные пары электронов занимают экваториальные положения:



Задачи для самостоятельного решения

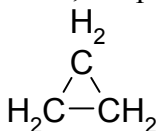
11. Какое пространственное строение имеют следующие молекулы и ионы: SO_3^{2-} , BI_3 , TeF_6 , ICl_4^{2-} , $SOCl_2$, BeF_3^- , $XeOF_4$, $SnCl_3^-$? Изобразите структуры $TiCl_4$, CoF_6^{3-} , HgI_4^{2-} , $Ag(NH_3)_2^+$.

12. Поставить «+» в соответствующей графе таблицы, если данное утверждение относится к тому или иному соединению

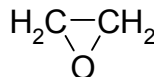
Утверждение	CCl ₄	H ₂ O ₂	CO	O ₂	HCN
В молекуле есть ковалентная неполярная связь					
В молекуле есть кратная связь					
В молекуле есть связи, образованные гибридными орбиталями					
Ядра атомов молекулы находятся в одной плоскости					
Центральный атом способен к донорно-акцепторному взаимодействию					

13. Рассмотреть связи в молекулах тетрахлоридов элементов подгруппы углерода. Как меняются с увеличением порядкового номера элемента длины связей и валентные углы? Почему CCl₄, в отличие от своего кремниевого и германиевого аналогов, не гидролизруется водой?

14. * В органической химии известны соединения, содержащие трехчленные циклы, например циклопропан

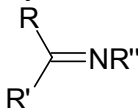


или окись этилена



Можно ли ожидать, исходя из их строения, стремление к раскрытию цикла в различных реакциях?

15. * Соединения с двойной связью азот-азот, например органические азосоединения $RN = NR$ (R -органический радикал) или N_2F_2 , могут существовать в виде двух изомеров. За счет чего здесь возникает изомерия? В каких случаях будут существовать изомеры у азометинов?



Составители: д.х.н., профессор Музыкантов В.С., д.х.н., профессор Садыков В.А.

Подписано к печати 29.07.20
Уч. изд.л. 0.075

Формат 60x84/16
Тираж 100 экз.

© Специализированный учебно-научный центр НГУ, 2020