

**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 ответа<sup>1</sup>.

**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](mailto:zfmsh@yandex.ru)

Адрес: ЗШ СУНЦ НГУ, ул. 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.<sup>2</sup>

<sup>1</sup> Преподаватель оценит объем задания, который Вам удалось выполнить.

<sup>2</sup> 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):

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

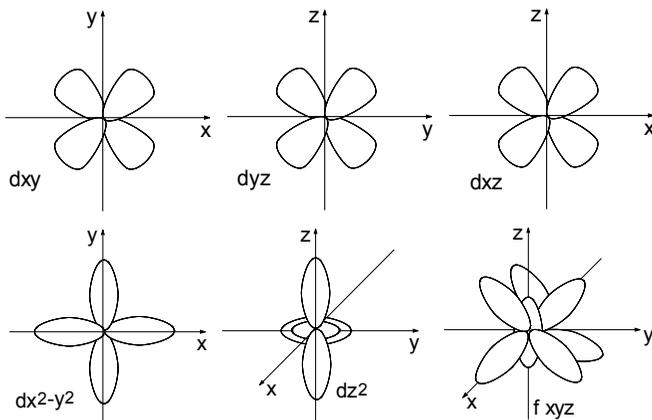
Отрицательное значение полной энергии показывает, что атом - стабильная система, поскольку для его разрушения - отрыва электрона с его удалением от ядра настолько, что его энергия будет равна 0 (т.е. на бесконечное расстояние), необходимо затратить энергию

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

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						
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 ( $\varepsilon B$ ) 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* экранируют<sup>1</sup> 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

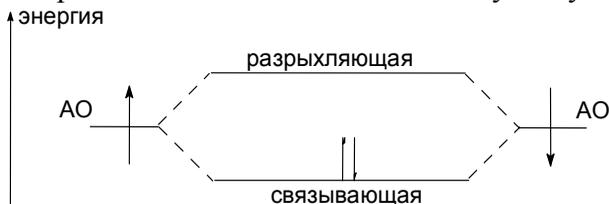
Если два атома, каждый из которых имеет неспаренный электрон, сближаются на достаточно малое расстояние, то в результате взаимодействия электронов с ядрами и друг другом возникают силы притяжения между атомами. В том случае, когда они превышают отталкивание одноименно заряженных ядер, образуется химическая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

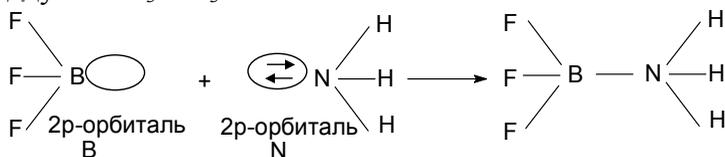
<sup>1</sup> **Экранирование** – понятие, вводимое для учета взаимного отталкивания электронов в многоэлектронных атомах. Поскольку это взаимодействие обратно по знаку притяжения к ядру, оно проявляется в виде ослабления связи электрона с последним. Естественно, что электроны с более глубоких уровней 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

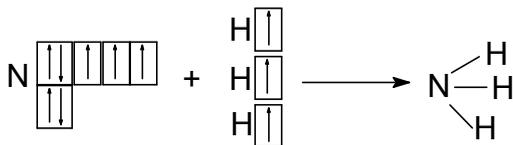
энергия. Для образования химической связи необходимо, чтобы на 2 АО приходилось 2 электрона. Это может достигаться двумя путями:



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  $BF_3 \cdot NH_3$ :

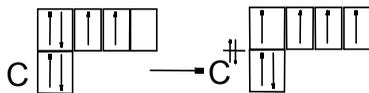


Следует отметить, что донорно-акцепторная связь также является ковалентной. Если атом имеет  $x$  неспаренных электронов, он может образовать  $x$  связей с атомами, несущими по одному неспаренному электрону.



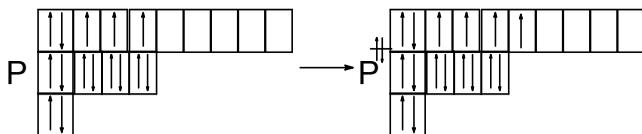
Число двухэлектронных связей, образуемых атомом в сложной молекуле или в ионе, есть ковалентность атома. Понятно, что она связана с числом неспаренных электронов. Широко используемый термин валентность означает число электронов, которые атом теряет, приобретает или обобществляет в молекуле или ионе.

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  $C^*$ :

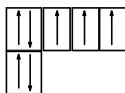


Аналогично, возбужденные состояния образуют кремний, бериллий, бор, сера и их аналоги в периодической таблице. Это явление, по-видимому, обуславливает существование соединений инертных газов.

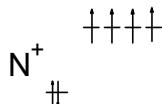
Возбужденное состояние может, как правило, осуществляться за счет перехода на уровень с одинаковым главным квантовым числом. Если на данном уровне имеются  $d$ -орбитали, то возбужденное состояние может реализоваться при переходе электрона на эти орбитали. Например, в случае фосфора:



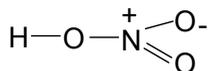
У азота, элемента второго периода, такой возможности нет, т.к. на уровне с  $n=2$  нет  $d$ -орбиталей:



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 непереходными 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).

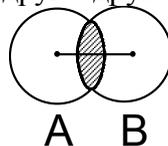
Рассмотрим первый подход. Рассмотрим, какие элементы участвуют в образовании связей у следующих элементов в возбужденном состоянии:

$B$ $2s$ $2p$ $2p$	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

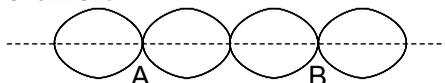
ориентированы вдоль одной из трех координатных осей, а лепестки большинства  $d$ -орбиталей – в двух взаимно перпендикулярных направлениях.

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  $\sigma$ -связь.

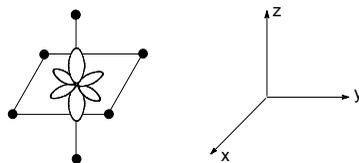
$p$ -орбитали также могут образовывать  $\sigma$ -связи:



Если в образовании нескольких  $\sigma$ -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  $90^\circ$ .

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.

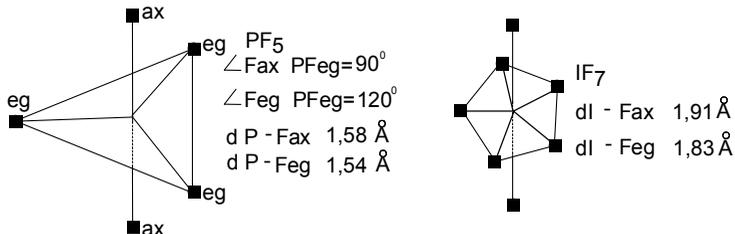
Аналогично, при комбинации  $s$  и  $p$ ,  $s$  и двух  $p$ -орбиталей получаются две  $sp$  и три  $sp^2$ -гибридные орбитали, направленные под углами  $180^\circ$  и  $120^\circ$ , соответственно. В случае, если гибридизация происходит по



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:

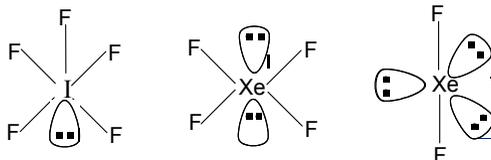
Другой подход, развитый Гиллеспи, исходит из того, чтобы заместители находились на максимально большом расстоянии друг от друга. При этом неподеленная пара рассматривается как «атом» с большим размером и большим отрицательным зарядом. В результате форма молекулы  $AB_2$  будет линейной ( $BeCl_2$  в 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:

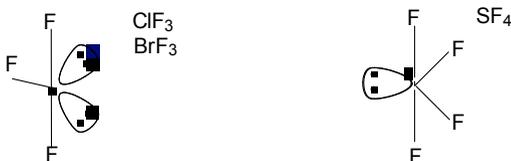


Шесть заместителей дадут октаэдр, а семь - пентагональную бипирамиду (как в  $IF_7$ ,  $BrF_7$  и  $ReF_7$ ). Для большого числа заместителей (известны координационные числа в комплексах и твердых телах вплоть до 14) однозначный выбор становится гораздо более сложным.

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

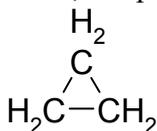
11. Какое пространственное строение имеют следующие молекулы и ионы:  $SO_3^{2-}$ ,  $BI_3$ ,  $TeF_6$ ,  $ICl_4^{2-}$ ,  $SOCl_2$ ,  $BeF_3^-$ ,  $XeOF_4$ ,  $SnCl_3^-$ ? Изобразите структуры  $TiCl_4$ ,  $CoF_6^{3-}$ ,  $HgI_4^{2-}$ ,  $Ag(NH_3)_2^+$ .

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

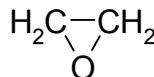
Утверждение	CCl <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	CO	O <sub>2</sub>	HCN
В молекуле есть ковалентная неполярная связь					
В молекуле есть кратная связь					
В молекуле есть связи, образованные гибридными орбиталями					
Ядра атомов молекулы находятся в одной плоскости					
Центральный атом способен 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 CCl<sub>4</sub>, в отличие от своего кремниевого и германиевого аналогов, не гидролизруется водой?

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

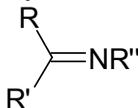


или окись этилена



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 25.06.21  
Уч. издл. 0.075

Формат 60x84/16  
Тираж 100 экз.

© Специализированный учебно-научный центр НГУ, 2021