

## ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

### § 1. Строение атома.

#### Состояние электрона в атоме. Атомная орбиталь

Из курса химии 7–9-го классов вы уже знаете, что вещества состоят из атомов. Например, молекулы воды состоят из атомов кислорода и водорода (рис. 1.1).

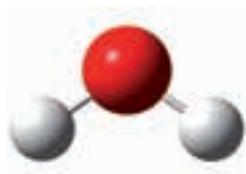


Рис. 1.1. Модель молекулы воды

В центре атома находится положительно заряженное ядро. Заряд ядра равен атомному номеру элемента в периодической системе. Вокруг ядра движутся отрицательно заряженные электроны, образуя электронную оболочку. Положительный заряд ядра компенсируется отрицательным зарядом электронов, поэтому атом электронейтрален.

Например, атом водорода состоит из ядра, заряд которого равен  $1+$ , и одного электрона. Заряд ядра атома гелия равен  $2+$ , поэтому в атоме гелия два электрона (рис. 1.2).

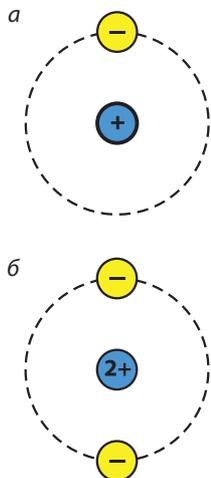


Рис. 1.2. Модели атомов: а — водорода; б — гелия

**Атом** — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Если атом отдаёт электрон, то образуется положительно заряженный ион — катион. Если атом присоединяет электрон, то образуется отрицательно заряженный ион — анион (рис. 1.3).

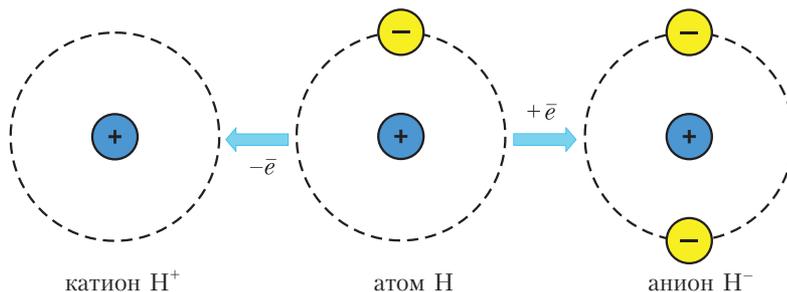


Рис. 1.3. Схема образования ионов из атома водорода



Рис. 1.4.  
Электронное облако  
атома водорода

Глядя на рисунки 1.2 и 1.3, можно ошибочно предположить, что электроны вращаются вокруг атомного ядра подобно тому, как планеты вращаются вокруг Солнца. В действительности траекторию движения электрона в атоме определить невозможно. Каждый электрон образует вокруг ядра облако отрицательного заряда определённой формы и размера — *электронное облако*. Например, единственный электрон в атоме водорода образует облако сферической формы (рис. 1.4).

Чтобы лучше представить электронное облако, проведём мысленный эксперимент. Допустим, у нас есть возможность фотографировать атом водорода в различные моменты времени, тогда на фотографиях мы будем видеть электрон в различных положениях относительно ядра (рис. 1.5). Если

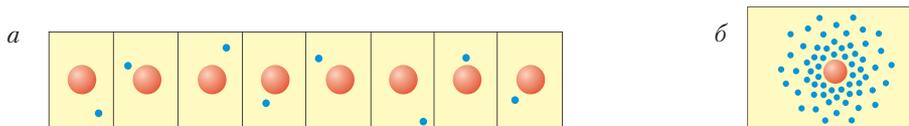


Рис. 1.5. «Мысленные фотографии» атома водорода:  
*a* — полученные через равные промежутки времени; *б* — их наложение друг на друга

сделать много таких снимков и наложить фотографии друг на друга, по густоте точек мы увидим, насколько часто электрон оказывается в данной области пространства.

Из рисунка 1.4 видно, что электрон в атоме водорода чаще всего находится в непосредственной близости от ядра, по мере удаления от ядра вероятность обнаружить электрон резко снижается.

У электрона есть ещё одна особенность. В атоме водорода электрон может иметь не любые, а только определённые значения энергии. Эти значения энергии электрона в атоме водорода называются **энергетическими уровнями**. Энергетические уровни обозначаются номерами.

На рисунке 1.6 показаны энергетические уровни атома водорода.

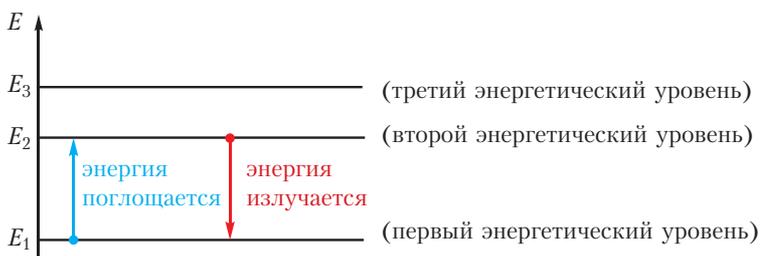


Рис. 1.6. Схема энергетических уровней электрона в атоме водорода

Электрону наиболее выгодно занимать первый уровень с наименьшей энергией, при этом он находится ближе к ядру.

Электрон может переходить с одного энергетического уровня на другой. При переходе с первого уровня на второй он поглощает порцию энергии, равную  $E_2 - E_1$ , при обратном переходе он излучает такую же порцию энергии.

Теперь мы можем уточнить понятие *орбиталь*, которое было введено в курсе химии 8-го класса. Вы уже знаете, что электрон в атоме может находиться только в определённых *состояниях*. Каждому состоянию соответствует определённое значение энергии и определённая форма электронного облака. Электронное состояние называется *орбиталью*.

**Атомная орбиталь** — состояние электрона в атоме, характеризующееся определённым значением энергии и формой электронного облака.



Рис. 1.7. s-Орбиталь

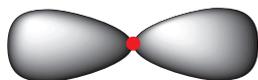


Рис. 1.8. p-Орбиталь

Электронное облако не имеет чётких границ, поэтому при изображении формы орбитали приводят не всё электронное облако, а лишь ту область пространства, внутри которой вероятность обнаружить электрон достаточно большая.

Орбитали могут иметь различную форму. Орбитали сферической формы называются *s*-орбиталями (рис. 1.7).

Орбитали в форме объёмной восьмёрки называются *p*-орбиталями (рис. 1.8).

В атомах имеются также *d*- и *f*-орбитали ещё более сложной формы, с ними можно ознакомиться, перейдя по ссылке в QR-коде.



Атомные орбитали

*Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.*

*Каждый электрон в атоме находится в состоянии с определённой энергией (занимает определённую атомную орбиталь).*

*Орбиталь характеризуется энергией и формой электронного облака.*

### Вопросы и задания

1. Ядро атома имеет положительный заряд. Почему в целом атом электронейтрален?
2. Определите число электронов в атомах азота, кислорода и углерода.
3. Определите число электронов в ионах  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+$ . Приведите примеры соединений, состоящих из этих ионов. Электронейтральные атомы каких химических элементов будут содержать такое же число электронов?
4. Что такое атомная орбиталь? Какую форму имеют *s*-, а какую *p*-орбитали?
5. Поглощая энергию, электрон в атоме водорода может переходить с одной орбитали на другую. Какие характеристики электрона (заряд, энергия, масса, форма электронного облака) будут при этом изменяться?

## § 2. Строение электронных оболочек атомов

Электроны в атомах занимают состояния с определёнными энергиями (орбитали). Чтобы это показать, орбитали изображают в виде клеток  $\square$ , а электроны — в виде стрелок  $\uparrow$ . Последнее позволяет отобразить такую характеристику электрона, как *спин* (от англ. *spin* — вращение). Чтобы понять, что такое спин, представим, что электрон в атоме не только движется вокруг ядра, но и вращается вокруг собственной оси. В зависимости от того, в какую сторону происходит вращение вокруг собственной оси (по часовой стрелке либо против), возможны два значения спина электрона. Электроны с противоположными спинами обозначают стрелками, направленными в разные стороны.

На одной орбитали могут разместиться не более двух электронов с противоположными спинами. Такие электроны называются *спаренными*. Два спаренных электрона образуют *электронную пару*:

$\uparrow\downarrow$  — заполненная орбиталь (электронная пара).

Если на орбитали имеется один электрон, то орбиталь называется частично или наполовину заполненной, а электрон — *неспаренным*:

$\uparrow$  — частично или наполовину заполненная орбиталь (неспаренный электрон).

Орбитали с одинаковыми значениями энергии образуют *энергетический подуровень*. Энергетические подуровни обозначаются буквами *s*, *p*, *d*.

*s*-Подуровень состоит из одной орбитали  $\square$ , имеющей сферическую форму (рис. 1.7).

*p*-Подуровень состоит из трёх орбиталей  $\square\square\square$ , имеющих форму объёмных восьмёрок и ориентированных вдоль трёх координатных осей (рис. 2.1).

*d*-Подуровень состоит из пяти орбиталей  $\square\square\square\square\square$ , имеющих ещё более сложную форму.

Орбитали с близкими значениями энергии образуют *энергетический уровень*. На каждом энергетическом уровне имеется строго определённое число подуровней и, следовательно, орбиталей,

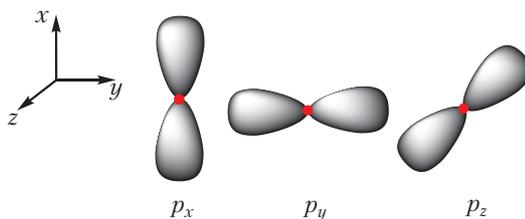


Рис. 2.1. *p*-Орбитали

причём их число увеличивается с возрастанием номера энергетического уровня (рис. 2.2).

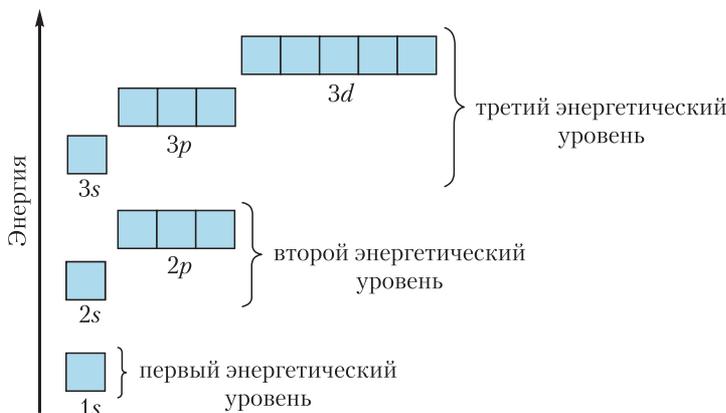


Рис. 2.2. Схема атомных орбиталей первого, второго и третьего энергетических уровней

Из рисунка 2.2 видно, что:

*первый* уровень состоит из одного подуровня —  $1s$

*второй* — из двух подуровней —  $2s$   и  $2p$

*третий* — из трёх подуровней —  $3s$    $3p$   и  $3d$

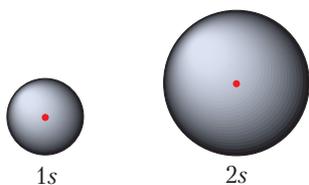


Рис. 2.3.  $s$ -Орбитали первого и второго энергетических уровней

С увеличением номера энергетического уровня размеры орбиталей увеличиваются, значения энергии электронов, занимающих эти орбитали, возрастают. Сравните размеры  $1s$ - и  $2s$ -орбиталей (рис. 2.3).

Электроны в атоме стремятся занимать состояния с наименьшей энергией.

Расположение электронов на атомных орбиталях отражает *электронно-графическая схема*.

Приведём электронно-графические схемы некоторых атомов. При этом будем учитывать, что сначала заполняются уровни и подуровни с меньшей энергией (рис. 2.2).

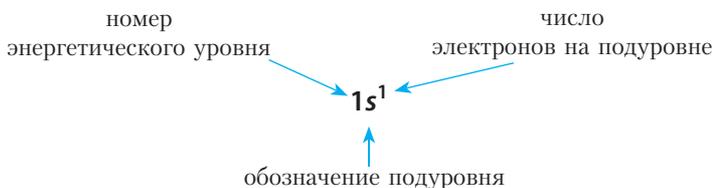
Элемент с атомным номером 1 — **водород (H)**. Заряд ядра атома водорода равен  $1+$ , поэтому в атоме водорода имеется один электрон, который располагается на орбитали с наименьшей энергией  $1s$ .

Электронно-графическая схема атома водорода:



На практике пользоваться электронно-графической схемой не всегда удобно, проще для отображения строения электронной оболочки атома воспользоваться *формулой электронной конфигурации* (её также называют электронной конфигурацией).

Например, формула электронной конфигурации водорода:



Элемент с атомным номером 2 — **гелий (He)**. Формула электронной конфигурации:



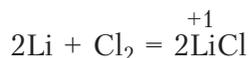
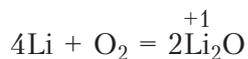
Первый энергетический уровень в атоме гелия *завершён*. Завершённая электронная оболочка устойчива, поэтому гелий не образует химических соединений, является благородным газом, существует в виде отдельных атомов (одноатомных молекул). Другие благородные газы — Ne, Ar и т. д. — также имеют устойчивые завершённые электронные оболочки.

Атомы остальных элементов не имеют завершённых оболочек, поэтому они образуют химические соединения. В этих соединениях атомы приобретают завершённые оболочки ближайших благородных газов.

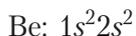
Элемент с атомным номером 3 — **литий (Li)**. Его электронная конфигурация:



Из электронной конфигурации атома лития видно, что, отдав один внешний электрон, атом приобретёт завершённую электронную оболочку, как у атома гелия. Для лития характерны реакции, в которых он отдаёт один электрон, то есть проявляет восстановительные свойства. В образующихся соединениях степень окисления лития равна +1:

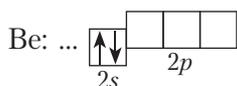


Элемент с атомным номером 4 — **бериллий (Be)**. Формула электронной конфигурации:



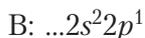
На первый взгляд может показаться, что строение внешнего энергетического уровня атома бериллия такое же, как у атома гелия, но свойства этих элементов совершенно различны. Бериллий — металл, в то время как гелий — благородный газ.

Рассмотрим электронно-графическую схему атома бериллия. Внутреннюю  $1s$ -орбиталь приводить не будем, вместо неё на схеме многоточие. Напомним, что химические свойства атома определяются строением внешнего энергетического уровня. Электронно-графическая схема внешнего энергетического уровня атома бериллия имеет вид:

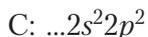
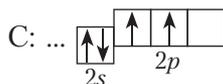


В отличие от атома гелия, внешний энергетический уровень атома бериллия не завершён. Чтобы приобрести устойчивую завершённую электронную оболочку, атом бериллия должен отдать два электрона, поэтому бериллий проявляет в соединениях степень окисления +2, его оксид имеет формулу  $\text{BeO}$ , а гидроксид —  $\text{Be(OH)}_2$ .

Элемент с атомным номером 5 — **бор (B)**. Его электронная конфигурация:



Следующий элемент — **углерод (C)**. Электронно-графическая схема и электронная конфигурация углерода:



Как видно из электронно-графической схемы, электроны в атоме углерода заполняют разные  $2p$ -орбитали. Это объясняется тем, что, находясь на одной орбитали, одноименно заряженные электроны испытывают электростатическое отталкивание, которое уменьшается, если электроны находятся на разных орбиталях.

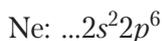
Приведём электронно-графические схемы и электронные конфигурации атомов остальных элементов второго периода:





Видно, что атому фтора до завершения электронной оболочки не хватает одного электрона, поэтому фтор легко принимает один электрон, проявляя степень окисления  $-1$ . *Фтор — элемент с самыми ярко выраженными неметаллическими свойствами.*

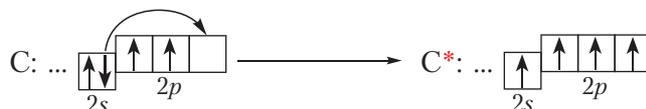
Последний элемент второго периода — **неон (Ne)** — имеет завершённую электронную оболочку:



Каждая из приведённых электронно-графических схем отражает наиболее энергетически выгодное состояние атома (ему соответствует наименьшая энергия). Такое состояние называется *основным*.

Поглощая энергию, атом может переходить в *возбуждённое* состояние, при этом один или несколько электронов переходят с одной орбитали на другую (рис. 1.6). Энергия атома в возбуждённом состоянии выше, чем в основном, поэтому в возбуждённом состоянии атом может находиться очень недолго и быстро возвращается в основное состояние.

Приведём примеры возбуждённых состояний атомов (обозначены\*):



### Особенности электронного строения атома углерода

В 10-м классе вы будете изучать органическую химию — химию соединений углерода. Уникальность этого элемента заключается в том, что число электронов на внешнем энергетическом уровне углерода (их четыре) равно числу орбиталей (которых также четыре). То есть у атома углерода внешний энергетический уровень заполнен *ровно наполовину*. В таком случае атому

невыгодно как отдавать, так и принимать электроны, а выгодно их обобществлять, образуя ковалентные связи. Поэтому атомы углерода образуют достаточно прочные связи друг с другом, соединяясь в длинные цепи или циклы. При этом каждый атом углерода образует четыре ковалентные связи.

На рисунке 2.4 показаны цепи и циклы из атомов углерода в молекулах органических веществ. Свободные валентности атомов углерода заполнены атомами водорода (белые шарики):

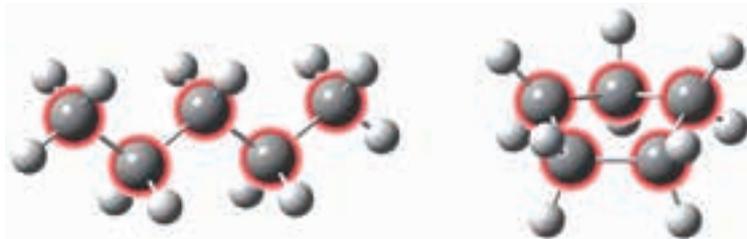


Рис. 2.4. Цепи и циклы из атомов углерода в молекулах органических веществ

Неудивительно, что углерод является основой множества органических соединений. Валентность углерода, равная четырём, даёт возможность образования разветвлённых структур и кратных (двойных и тройных) связей, что обуславливает многообразие органических соединений.

Со строением атомов химических элементов третьего периода вы можете познакомиться, перейдя по ссылке в QR-коде.



\* Строение электронных оболочек элементов третьего периода

*Строение электронной оболочки атома отображают при помощи электронно-графической схемы или формулы электронной конфигурации.*

*При составлении электронно-графической схемы учитывают, что в первую очередь электронами заполняются орбитали с наименьшей энергией и на одной орбитали могут разместиться не более двух электронов с противоположными спинами.*

*В атоме углерода число электронов на внешнем энергетическом уровне равно числу орбиталей, поэтому атомы углерода способны образовывать достаточно прочные ковалентные связи друг с другом, соединяясь в длинные цепи и циклы.*

### Вопросы и задания

1. Сколько электронов может располагаться на одной орбитали?
2. Сколько орбиталей имеется на первом и на втором энергетических уровнях соответственно?
3. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: HF, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>.
4. Почему бериллий, имеющий электронную конфигурацию 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>, является активным металлом, тогда как гелий с похожей электронной конфигурацией внешнего энергетического уровня (1s<sup>2</sup>) — благородным газом?
5. В чём уникальность строения атома углерода, позволяющего ему быть основой для молекул миллионов органических соединений?
6. Химический элемент, электронная конфигурация которого ...2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>, образует оксид, массовая доля кислорода в котором равна 72,7 %. Приведите химический символ элемента и формулу оксида.
7. Какие из приведённых электронных конфигураций соответствуют основному состоянию атома, а какие — возбуждённому:
  - а) 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>; б) 1s<sup>2</sup>2s<sup>1</sup>2p<sup>2</sup>; в) 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>5</sup>; г) 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>; д) 1s<sup>2</sup>2s<sup>1</sup>2p<sup>3</sup>?

## § 3. Типы химической связи

Из курса химии 7–9-го классов вы знаете, что при обычных условиях атомы большинства химических элементов в свободном виде (по отдельности) не существуют. Даже в простых веществах атомы связаны друг с другом химическими связями. Исключением являются лишь благородные газы.

Например, простое вещество водород состоит из молекул H<sub>2</sub>, в которых два атома водорода связаны одной ковалентной связью: H—H.

**Химическая связь** — взаимодействие, связывающее отдельные атомы в химические соединения (молекулы или кристаллы).

Участвовать в образовании химических связей могут только те электроны, которые слабее всего связаны с ядром, то есть электроны внешнего энергетического уровня. Такие электроны называются *валентными*.

Валентные электроны принято обозначать точками, которые окружают символ химического элемента. Такие формулы называются *электронными формулами*.



электронные формулы атомов водорода и углерода