

§ 9. Состояние электрона в атоме

Развитие квантовой механики в 20-х годах XX века привело к коренному пересмотру фундаментальных понятий теории строения атома. Исследование свойств электрона показало, что ему присущи свойства как частицы, так и волны. Электрон как частица характеризуется массой и электрическим зарядом, как волна — длиной волны, которая зависит от скорости движения электрона. Эту двойственность свойств электрона называли *корпускулярно-волновым дуализмом*.

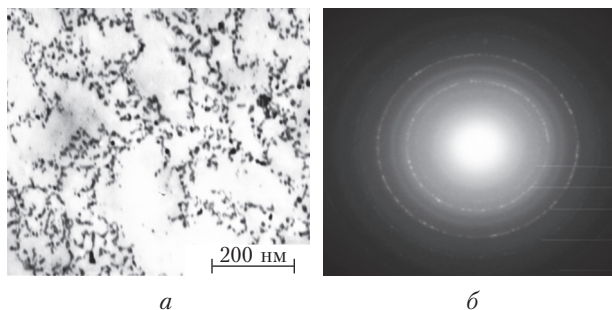


Рис. 15. Плёнка, состоящая из наночастиц Au и SnO_2 :
а — изображение, б — дифракционная картина.
Фотографии получены методами, основанными
на использовании волновых свойств электронов

В настоящее время волновые свойства электрона используются в электронной и атомно-силовой микроскопии, позволяющей рассматривать различные объекты (размером порядка 10^{-9} м) с увеличением в сотни тысяч раз (рис. 15). Без этих методов было бы невозможным появление нанотехнологий.

С точки зрения квантовой механики для электрона нельзя одновременно точно опре-

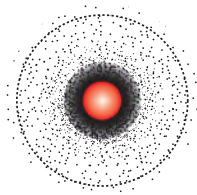


Рис. 16.
Электронное
облако атома
водорода

делить его координату и скорость, а следовательно, невозможно проследить *траекторию* движения электрона в атоме, поэтому говорят о *вероятности* нахождения электрона в определённой области пространства около ядра. Её ограничивают условной поверхностью, охватывающей примерно 90 % объёма, в котором наиболее велика вероятность нахождения данного электрона (рис. 16). Такую область окооядерного пространства называют *атомной электронной орбиталью*, или просто *атомной орбиталью*.

Каждому электрону в атоме соответствует своя **атомная орбиталь**, которая характеризуется определёнными значениями энергии, формой и размером электронного облака.

За условный *размер* атомной *s*-орбитали принимают диаметр облака, в котором вероятность нахождения данного электрона составляет примерно 90 % (см. пунктирную линию на рис. 16).

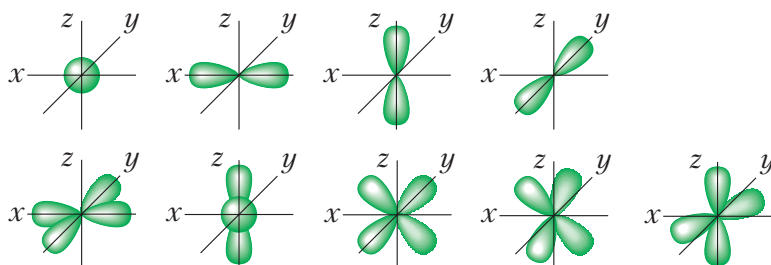


Рис. 17. Форма электронных облаков s -, p -орбиталей (верхняя строка) и d -орбиталей (нижняя строка)



По форме электронного облака различают s -, p -, d - и f -орбитали. s -Орбитали имеют форму сферы, p — форму гантели, d и f — более сложную форму (рис. 17).

Согласно основному принципу квантовой механики, электрон в атоме может принимать только определённые значения энергии, а другие значения запрещены. В этом случае говорят, что *энергия электрона квантована*, то есть имеет дискретный набор значений. Для наглядного представления состояний электронов в атоме используют энергетическую диаграмму (рис. 18). Проанализируем этот рисунок. Из рисунка следует, что электроны в атоме распределены по энергетическим уровням и подуровням.

Энергетические уровни (или электронные слои, с которыми вы ознакомились, изучая химию в 9-м классе) обозначают числом n . Это число имеет только целочисленные значения: 1, 2, 3, ... Каждому значению n соответствует определённое значение энергии электрона. Энергия может изменяться только скачкообразно. Самый низкий энергетический уровень ($n = 1$) соответствует минимально возможной энергии электрона. Находящиеся на этом уровне электроны наиболее сильно связаны с ядром. Чем больше n , слабее его связь с ядром, больше размер электронного облака, тем больше энергия электрона. При $n = \infty$ электрон теряет связь с ядром и считается свободным.

Вам уже известно, что число электронов на энергетических уровнях различно. Так, на первом энергетическом уровне может быть не более 2, на втором — не более 8, на третьем — не более 18 электронов.

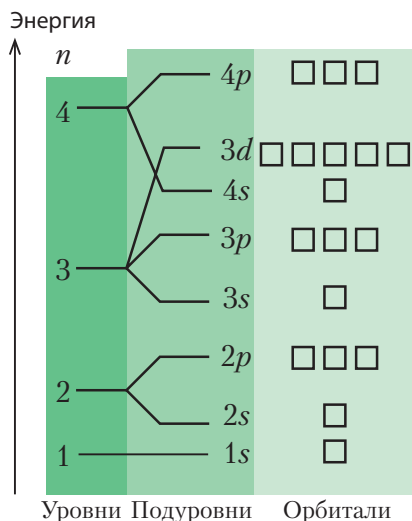


Рис. 18. Схема распределения атомных орбиталей по энергии (энергетическая диаграмма)

Число электронов, которое может вместить определённый уровень, можно вычислить по формуле:

$$N(e^-) = 2n^2.$$

Электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне, образуют *электронную оболочку*, или *слой*. Высшую по энергии электронную оболочку называют *внешней*. На ней расположены электроны, которые слабее всего связаны с ядром и поэтому способны участвовать в образовании химических связей. Их называют *валентными*.

В многоэлектронных атомах энергетические уровни расщепляются на *энергетические подуровни* (табл. 5). На первом уровне ($n = 1$) есть только один подуровень — $1s$, на втором ($n = 2$) — два подуровня ($2s$ и $2p$), на третьем — их три ($3s$, $3p$ и $3d$).

Таблица 5. Распределение электронов в атоме по уровням, подуровням, орбиталям

Энергетический уровень, n	Подуровень	Число атомных орбиталей	Максимальное число электронов на подуровне	Максимальное число электронов на энергетическом уровне ($N(e^-) = 2n^2$)
1	$1s$	1	2	2
2	$2s$	1	2	8
	$2p$	3	6	
3	$3s$	1	2	18
	$3p$	3	6	
	$3d$	5	10	

Атомные орбитали, порядок их заполнения электронами

На энергетической диаграмме атомные орбитали изображены в виде клеток (ячеек): $\square$ (рис. 18). На каждом энергетическом подуровне может находиться только определённое число одинаковых по энергии атомных орбиталей: на любом *s-подуровне* — одна $\square$, на *p* — три $\square\square\square$, на *d* — пять $\square\square\square\square\square$.

Как вам уже известно, на каждой атомной орбитали может разместиться не более двух электронов: $\uparrow\downarrow$, причём электроны должны отличаться своими спинами. Спин условно характеризует вращение электрона вокруг собственной оси по часовой стрелке или против неё. Эти различия у электронов на схеме изображают стрелками, направленными в противоположные стороны. Если на орбитали находится один электрон $\uparrow$, его называют неспаренным, а атомную орбиталь — наполовину заполненной. Если на орбитали два электрона $\uparrow\downarrow$, то электроны называют спаренными, а орбиталь — заполненной. Атомную орбиталь без электронов называют вакантной, или свободной $\square$.

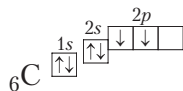
Вместимость энергетических уровней показана в таблице 5.

Вам известны три способа изображения распределения электронов в атоме:

1) в виде электронных схем (показывают распределение электронов только по энергетическим уровням), например для углерода ${}_6\text{C } 2e^-, 4e^-$;

2) в виде формулы *электронной конфигурации* (показывают распределение электронов по орбиталям), например ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$, где цифры перед буквами s и p указывают номер энергетического уровня, буквы s и p — форму электронного облака, а верхний индекс над буквами — число электронов, размещённых на подуровне;

3) с помощью *электронно-графических схем* (показывают распределение электронов по орбиталям с учётом спина электрона), например:



Электронно-графическая схема — это та же энергетическая диаграмма, но с изображением заполнения электронами атомных орбиталей.

Состояние атома с наименьшей возможной для него энергией электронов называют **основным**, или **невозбуждённым**, состоянием. Все другие энергетические состояния этого атома, которым соответствует большая энергия электронов, чем в основном состоянии, называются **возбуждёнными**.

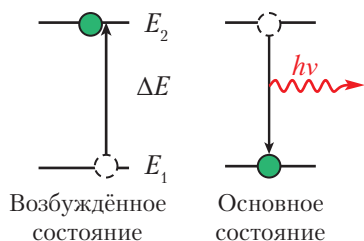


Рис. 19. Схема перехода электрона из основного в возбуждённое состояние

Для того чтобы перевести атом в возбуждённое состояние, ему надо сообщить энергию — *энергию возбуждения* (ΔE) (рис. 19). Она передаётся при воздействии на атом *электромагнитного излучения* (например, солнечного света), при нагревании или воздействии на атом быстрых электронов. В основном состоянии атом может находиться неограниченно долго,

а в возбуждённом — около 10^{-15} с, после чего возбуждённые электроны возвращаются в основное состояние. Переход атома из возбуждённого состояния в основное сопровождается электромагнитным излучением.



Свойство атомов после их энергетического возбуждения излучать свет с определёнными длинами волн лежит в основе метода спектрального анализа — одного из основных методов качественного и количественного анализа веществ. Спектр состоит из отдельных линий, каждая из которых появляется в результате перехода атома из возбуждённого в основное состояние. Линейчатый спектр испускания — свидетельство разных конкретных значений энергии электронов в атоме.



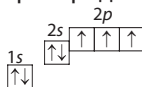
Электрону присущи свойства как частицы, так и волны.

Атомная орбиталь — это характеристика состояния электрона в атоме, которая включает определённое значение энергии, форму и размер электронного облака.

Электронное строение атома характеризуют с помощью электронной схемы, формулы электронной конфигурации и электронно-графической схемы.

Вопросы, задания, задачи

1. Назовите характеристики электрона: а) как частицы; б) как волны.
2. Назовите способы изображения распределения электронов в атоме азота:



- а) ${}_7\text{N } 2e^-, 5e^-$; б) ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$; в) ${}_7\text{N}$

3. Как изменится энергия электрона, если его перевести из состояния с $n = 2$ в состояние с $n = 3$? Что произойдёт с энергией электрона, если он вернётся в прежнее состояние?

4. Используя рис. 18, расположите следующие атомные орбитали в порядке увеличения их энергии: $3p$, $2p$, $3d$, $1s$.

5. В каком состоянии энергия электрона выше: $2s$ или $2p$; $3p$ или $2p$?

6. Чем отличаются атомные орбитали $1s$ и $3s$?

7. Сколько всего электронов может находиться на третьем энергетическом уровне, на $1s$ -подуровне, на $2p$ -подуровне, на $3d$ -подуровне?

8. При возбуждении электрон перешёл с $2s$ - на $2p$ -орбиталь. Что при этом изменилось: энергия электрона, форма электронного облака, заряд атома, энергия атома?

9. Рассчитайте число электронов в порции фосфора массой 1,24 г.

10. Порция нитрата двухвалентного металла количеством 0,2 моль содержит 16,4 моль электронов. Определите элемент.

