

**Атомы** (от др. греч. atomos — неделимый) — микрочастицы, состоящие из *ядра атомного* и окружающих его *электронов* (электронной оболочки). Положительно заряженное ядро удерживает отрицательно заряженные электроны силами электрического притяжения. Ядро атома состоит из *протонов* и *нейтронов*. Электрический заряд нейтрона равен нулю, протона — элементарному заряду  $e$  ( $e \approx 1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл), а заряд электрона равен  $-e$ . Поэтому при числе электронов в оболочке, равном числу протонов в ядре, суммарный электрический заряд атома равен нулю. Размеры ядра ( $\sim 10^{-15} - 10^{-14}$  м) крайне малы по сравнению с размерами атома ( $\sim 10^{-10}$  м), однако из-за того, что масса протона (как и нейтрона) почти в 2 тысячи раз больше массы электрона, практически вся масса атома ( $\approx 99,97\%$ ) сосредоточена в ядре.

Атомы с определенным числом протонов  $Z$  в ядре принадлежат одному и тому же *химическому элементу*. Число  $Z$  называется атомным номером химического элемента. Совокупность атомов с определенным числом протонов  $Z$  и нейтронов  $N$  в ядре называется нуклидом. Нуклиды обозначают, добавляя к названию элемента значение массового числа  $A$ , равного сумме  $Z + N$  (напр., кислород-16, уран-235), или помещая число  $A$  возле символа элемента ( $^{16}\text{O}$ ,  $^{235}\text{U}$ ). Нуклиды одного и того же элемента называются *изотопами*. Масса самого легкого атома — атома водорода, состоящего из одного протона и одного электрона, равна  $m_{\text{H}} \approx 1,67 \cdot 10^{-27}$  кг. Массы остальных атомов приближенно в  $A$  раз больше, чем  $m_{\text{H}}$ .

Процесс удаления или присоединения электронов к атому называют *ионизацией*. При числе электронов в оболочке, меньшем  $Z$ , получается положительный атомный *ион*, при большем, чем  $Z$  — отрицательный.

Взаимодействуя друг с другом, атомы способны образовывать устойчивые системы: двух-, трёх- и многоатомные *молекулы*, кристаллические структуры. Любое вещество состоит из тех или иных атомов, молекул, ионов (напр., гелий — из атомов He, вода — из молекул  $\text{H}_2\text{O}$ , поваренная соль — из ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ ).

Свойства атомов делятся на ядерные и оболочечные. Первые определяются составом ядра. К ним относятся *радиоактивность*, способность участвовать в *ядерных реакциях* и т. п. Строением электронной оболочки определяются все остальные свойства атомов и состоящих из них веществ, — как химические, так и физические: механические, электрические, магнитные, оптические и т. д. Оболочечные свойства атомов с одинаковым  $Z$  и разными  $N$  близки друг к другу, а ядерные — существенно различны. В природе встречается 90 химических элементов и более 300 различных нуклидов; 270 из них стабильны, остальные — радиоактивны. Около 1 700 радиоактивных нуклидов получено искусственным путем.

Представление об атоме как о системе, состоящей из ядра и электронной оболочки, было обосновано Э. Резерфордом в 1911 г. и надежно подтверждено экспериментально. В то же время, согласно представлениям классической физики, такой атом вообще не мог бы существовать, поскольку был бы неустойчив по отношению к столкновениям с атомами и другими частицами, а его энергия за крайне малое время была бы израсходована на излучение *электромагнитных волн*. Первые успехи в объяснении строения и свойств атома были достигнуты в теории Н. Бора (1913 г.). Теорией, в которой такое объяснение получено, является последовательная *квантовая теория*, созданная в 20-х–30-х гг. XX века.

Поведение электронов в атоме радикально отличается от поведения системы классических материальных точек: электроны не имеют определенных траекторий движения, а с той или иной вероятностью могут быть обнаружены в любой точке атома.

У любого атома имеется так называемое основное состояние, в котором атом обладает минимально возможной энергией. При отсутствии внешних воздействий атом может находиться в основном состоянии неограниченно долго. Кроме этого абсолютно устойчивого состояния, у атома имеется набор состояний, в которых он может находиться достаточно большое (по атомным временным масштабам) время — порядка  $10^{-8}$  с. Каждому такому состоянию (называемо-

му стационарным) соответствует определенное значение энергии. Набор этих значений (уровней энергии) и совокупность стационарных состояний характерны для атомов каждого химического элемента. Наиболее проста картина уровней (см. рис. 1) для стационарных состояний атома водорода.

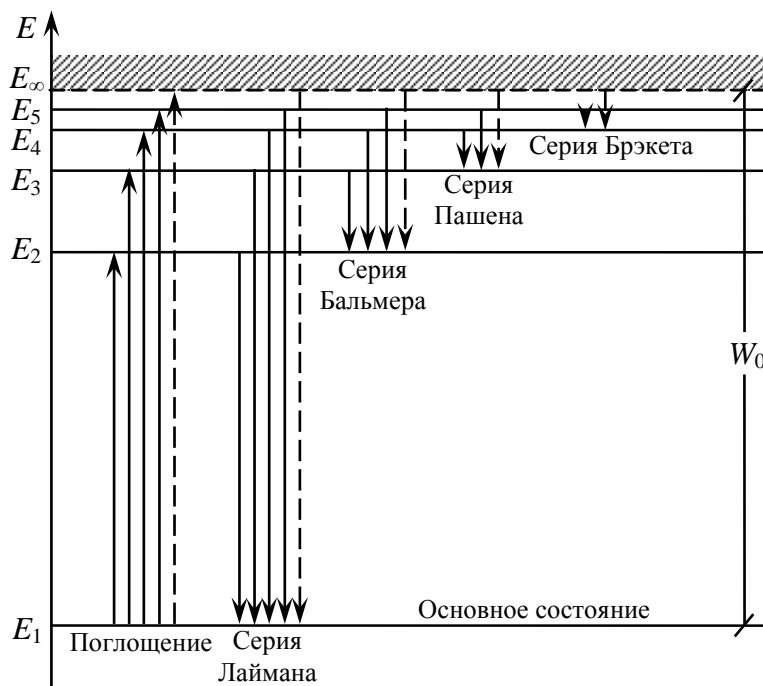


Рисунок 1. Горизонтальные сплошные линии соответствуют уровням энергии атома водорода, вертикальные стрелки — переходам атома из одного стационарного состояния в другое.  $W_0$  — энергия ионизации из основного состояния. Приведены названия спектральных серий для переходов на первые четыре уровня.

Атом может совершить переход из одного стационарного состояния в другое. При переходе, изображаемом на диаграмме уровней стрелкой, направленной «сверху вниз», атом отдает энергию, а для перехода «снизу вверх» он должен её получить. Обмен энергии атома с электромагнитным полем происходит в виде испускания или поглощения *фотона*. Энергия фотона связана с частотой  $\nu$  электромагнитного излучения соотношением  $E_{\text{фот}} = h\nu$ , где  $h$  — постоянная Планка. Поэтому частота излучения, испускаемого или поглощаемого атомом при переходе из стационарного состояния с энергией  $E'$  в состояние с энергией  $E''$  определяется условием  $E' - E'' = h\nu$ . Таким образом, набор частот (спектр излучения атома) определяется набором уровней энергии (рис. 1).

Картина уровней энергии и стационарных состояний атомов с двумя и более электронами значительно сложнее, чем у атома водорода. Для получения качественной картины используется представление о распределении электронов по подоболочкам. Электроны внутренних (более близких к ядру) подоболочек отвечают за спектр *рентгеновского излучения*, а внешние электроны — за оптический спектр и за химические свойства атомов.

Квантовая теория дает максимально полное объяснение свойств атома. Её уравнения позволяют рассчитать количественно характеристики стационарных состояний атомов и переходов между ними, а также процессов взаимодействия атомов друг с другом и с внешними полями.

А.А. Сокольский, М.Б. Шундалов

Энциклопедия для школьников и студентов в 12 томах.

Том 2. Физика. Математика. Минск, Беларуская энцыклапедыя ім. П. Броўкі, 2010. С. 15–17.