

m (кг) = m (ка.е. м.) / N_A (моль⁻¹), где m (ка.е. м.) — масса частицы в килоатомных единицах, N_A — *Авогадро постоянная*.

До 1961 в физике за А. е. м. принимали $1/16$ массы изотопа кислорода ^{16}O , т. е. $1,65976 \cdot 10^{-27}$ кг, в химии — $1/16$ ср. ат. массы природного кислорода — смеси трёх стабильных изотопов ^{16}O (99,76%), ^{17}O (0,04%), ^{18}O (0,20%). Хим. А. е. м. в 1,000275 раза была больше физ. и равнялась $1,66022 \cdot 10^{-27}$ кг. Современная (унифицированная) А. е. м. равна 1,00048 прежней физ. А. е. м.

АТОМНАЯ МАССА (устаревший термин — атомный вес) — относит. значение массы атома, выраженное в атомных единицах массы (а. е. м.). А. м. была взята Д. И. Менделеевым за осн. характеристику элемента при открытии им *периодической системы элементов*. А. м. — дробная величина (в отличие от массового числа — суммарного числа нейтронов и протонов в ат. ядре). Природные хим. элементы состоят из смеси изотопов, поэтому за А. м. элемента принимают ср. значение масс его изотопов с учётом их процентного содержания. Эти значения указаны в периодич. системе (кроме трансураниевых элементов, для к-рых указываются массовые числа). А. м. меньше суммы масс составляющих атом частиц на *дефект масс*. Методов определения А. м. несколько, наиб. точный — масс-спектроскопический (см. *Масс-спектрокопия*).

АТОМНАЯ ФИЗИКА — раздел физики, посвящённый изучению строения и свойств атомов и элементарным процессам, в к-рых участвуют атомы. Наиб. характерные для А. ф. длины (линейные размеры атомов) $\sim 10^{-8}$ см, а энергии (энергии связи внеш. электронов в атоме, элементарных хим. процессов с участием атомов) порядка эВ (тогда как для ядерной физики наиб. характерны длины $\sim 10^{-13}$ см и энергии порядка МэВ; см. *Атом*, *Атомные спектры*, *Рентгеновские спектры*, *Полярзуемость атомов, ионов и молекул*, *Спонтанное испускание*, *Вынужденное испускание*, *Эйнштейна коэффициенты*, *Фотоэффект*, *Столкновения атомные*, *Низкотемпературная плазма*). Теоретич. основа А. ф. — квантовая теория (см. *Квантовая механика*, *Квантовая электродинамика*), позволяющая объяснить огромную совокупность микроскопич. явлений на атомно-молекулярном уровне. Существенно, что строение и свойства атома как системы, состоящей из ядра и электронов, и характеристики излучательных и безызлучательных элементарных процессов, протекающих на этом уровне, определяются эл.-магн. взаимодействием (в отличие от ядерной физики и физики элементарных частиц, в к-рых фундам. роль играют *сильное взаимодействие* и *слабое взаимодействие*; причём сильное взаимодействие не проявляется на характерных для А. ф. расстояниях, превышающих 10^{-12} см, а слабое взаимодействие должно приводить в А. ф. к весьма интересным, но очень малым по величине эффектам).

Предыстория и основные этапы развития атомной физики. Возникновению А. ф. предшествовало развитие атомистич. представлений о строении материи. Первонач. идеи о существовании атомов как мельчайших неделимых и неизменных частиц материи были высказаны в Древней Греции в 5—3 вв. до н. э. (Демокрит, Эпикур). В период становления точного естествознания в 17—18 вв. атомистич. представления в разл. формах развивали И. Кеплер (J. Kepler), П. Гассенди (P. Gassendi), Р. Декарт (R. Descartes), Р. Бойль (R. Boyle), И. Ньютон (I. Newton), М. В. Ломоносов, Р. Бошкович (R. Bošković) и др. Однако эти представления носили гипотетич. характер и лишь с кон. 18 — нач. 19 вв. эксперим. исследования свойств вещества привели к созданию атомистич. теорий. На основе установленных количественных хим. законов и законов идеальных газов с начала 19 в. стала развиваться химическая атомистика [Дж. Дальтон (J. Dalton), А. Авогадро (A. Avogadro di Quaregna), Я. Берцелиус (J. Berzelius)], в сер. 19 в. чётко разграничены и определены понятия атома и молекулы [С. Каниццаро

(S. Cannizzaro)], в 1869 Д. И. Менделеев открыл периодич. закон хим. элементов (см. *Периодическая система элементов*). Представления физической атомистики легли в основу развития молекулярной физики, в т. ч. кинетич. теории газов (ср. 19 в.), и классич. статистической физики [2-я пол. 19 в., Р. Клаузиус (R. Clausius), Дж. Максвелл (J. C. Maxwell), Л. Больцман (L. Boltzmann), Дж. У. Гиббс (J. W. Gibbs)]. В кон. 18—19 вв. начало развиваться учение о внутр. строении кристаллов и их симметрии [Р. Гаюи (R. J. Haüy), О. Браве (A. Bravais), Ф. С. Фёдоров, А. Шёнфлис (A. M. Schoenflies)] на основе атомистич. представлений (см. *Симметрия кристаллов*, *Браве решётки*). Однако в 19 в. хим. и физ. атомистика и атомистика в кристаллографии не имели общей теоретич. основы, ею стала в 20 в. квантовая теория строения атомов, молекул и кристаллов, созданная в результате развития А. ф.

Возникновение совр. А. ф. связано с открытиями электрона (1897) и радиоактивности (1896). Они создали основу для построения моделей атома как системы взаимодействующих электрически заряженных частиц. Важнейшим этапом развития А. ф. стало открытие Э. Резерфордом (E. Rutherford) в 1911 атомного ядра и рассмотрение атома на основе квантовых представлений Н. Бором (N. H. D. Bohr) в 1913. Резерфорд предложил модель атома, состоящего из центрального положительно заряж. ядра большой массы и размеров, малых по сравнению с размерами атома в целом, и из отрицательно заряженных электронов, имеющих по сравнению с ядром малую массу. Он экспериментально обосновал эту модель опытами по рассеянию α -частиц атомами. Все свойства атома оказались связанными либо со свойствами ядра (их изучает ядерная физика), либо со свойствами электронных оболочек атома. Строение последних определяет химические и большинство физ. свойств атома и периодичность этих свойств в зависимости от осн. характеристики атома в целом — величины положит. заряда его ядра. Однако на основе законов классич. физики не могли быть объяснены устойчивость атома (ускоренно движущиеся вокруг ядра электроны должны непрерывно излучать и очень быстро упасть на ядро) и линейчатые атомные спектры, закономерности в к-рых подчиняются комбинац. принципу Ритца. Выход из этих трудностей нашёл Бор, применив к атому квантовые представления, впервые введенные М. Планком в 1900 и развивавшиеся с 1905 А. Эйнштейном и др. учёными. Основу квантовой теории атома Бора составляют два постулата: 1-й постулат Бора о существовании стационарных состояний атома, находясь в к-рых он не излучает (стационарные состояния обладают определ. значениями энергии, в общем случае дискретными, из одного состояния в другое атом может переходить путём квантового, скачкообразного, перехода), 2-й постулат Бора о квантовых переходах с излучением, определяемых условием частот: $\varepsilon_i - \varepsilon_k = h\nu$, где ν — частота поглощаемого или испускаемого монохроматич. эл.-магн. излучения, ε_i и ε_k — энергии стационарных состояний, между к-рыми происходит переход. Постулаты Бора были всесторонне подтверждены экспериментально, оказались применимыми для др. микросистем (молекул, атомных ядер) и получили теоретич. обоснование в квантовой механике и квантовой электродинамике. Для определения возможных дискретных значений энергии простейшего атома — атома водорода — в стационарных состояниях Бор применил классич. механику и предположение о совпадении результатов квантовой и классич. теорий при малых частотах излучения, что представляло первонач. форму *соответствия принципа*, к-рый Бор развивал в дальнейшем, придавая ему большое значение; принцип соответствия сыграл большую роль в становлении квантовой механики. Рассмотрение, согласно модели теории атома Бора, движения электронов в стационарных состояниях по законам классич. механики при дополнит. условиях