

ПОРЯДКИ ФИЗИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН  
В КВАНТОВОЙ ФИЗИКЕ

## Единицы и физические константы

1. Одна из задач этой главы — дать наглядное представление о численных значениях наиболее важных физических величин квантовой физики. Многие из них, например заряд электрона, его масса, постоянная Планка и т. п., выраженные в знакомых нам макроскопических единицах, настолько малы, что имеют весьма неудобный и необычный вид. Нелегко ясно представить себе значение того факта, что постоянная Планка  $h = 6,626 \cdot 10^{-27}$  эрг·с. Поэтому мы подробно рассмотрим как происхождение этих физических величин, так и реальный смысл их численных значений \*).

Физические величины, с которыми мы имеем дело в данной области физики, удобно измерять в некоторой естественной системе единиц, характерной для этой области.

Выраженные в естественных единицах физические величины имеют «разумные» численные значения. Они могут лежать, например, в пределах от  $10^{-6}$  до  $10^6$ , но, пользуясь естественными единицами, мы вряд ли будем иметь дело с числами, подобными  $10^{-27}$ . Знакомые нам макроскопические единицы (например, в системе СИ) предназначены для обычных физических явлений и основаны на легко доступных макроскопических стандартах. Такие единицы, как метр, килограмм и секунда, связаны с повседневным обиходом человека. Так называемая «научная», или система СГС, удобна для значительно меньших объектов. Нам следует освободиться от этих произвольных единиц и ввести единицы, которые будут естественными для различных областей квантовой физики.

2. Начнем с нескольких физических констант, помещенных в табл. 2А.

Эти константы часто называют «фундаментальными константами». В числах, приведенных в табл. 2А, мы не замечаем, однако, ничего «фундаментального». Это объясняется тем, что выбранные нами единицы величин произвольны и случайны. Но, поскольку мы их однажды выбрали, ничего не остается, как выразить через них основные физические константы, и это сделано в таблице.

Мы приводим также возможные погрешности измерения этих констант, чтобы показать, с какой точностью они в настоящее время известны.

---

\*) Более подробно эти вопросы будут рассмотрены позже. Некоторые рассуждения данной главы могут казаться недостаточно ясными. Читателю придется несколько раз на протяжении курса возвращаться к гл. 2.

В этой книге читатель, пожалуй, ни разу не столкнется с необходимостью производить вычисления, выполняемые с меньшей погрешностью, чем погрешность счетной линейки (около 0,2% при

Т а б л и ц а 2А. Некоторые физические константы

Постоянная Планка

$$h = 2\pi\hbar = (6,62559 \pm 0,00015) \cdot 10^{-27} \text{ эрг} \cdot \text{с}$$

$$\hbar = h/2\pi = (1,05449 \pm 0,00003) \cdot 10^{-27} \text{ эрг} \cdot \text{с}$$

Скорость света

$$c = (2,997925 \pm 0,000001) \cdot 10^{10} \text{ см/с}$$

Заряд электрона

$$e = (4,80298 \pm 0,00006) \cdot 10^{-10} \text{ СГСЭ}_q = (1,60210 \pm 0,00002) \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$$

Масса электрона

$$m = (9,10908 \pm 0,00013) \cdot 10^{-28} \text{ г}$$

Масса протона

$$M_p = (1,67252 \pm 0,00003) \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Постоянная Авогадро

$$N_0 = (6,02252 \pm 0,00009) \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Постоянная Больцмана

$$k = (1,38054 \pm 0,00006) \cdot 10^{-16} \text{ эрг/К}$$

умножении и делении). Читатель должен меть делать также элементарные расчеты, точность которых лежит в пределах от 10% до простой оценки порядка величины.

В конце книги в приложении дана подробная таблица физических констант (табл. А). Приближенные значения наиболее важных констант читатель найдет в табл. В приложения; их рекомендуется запомнить.

3. Определение постоянной Авогадро требует обсуждения. Когда в прошлом химики определяли атомные массы, они работали со шкалой, в которой атомная масса природного кислорода была по определению точно равна 16. При этом, например,

$$(\text{атомная масса водорода}) = 16 \times \frac{(\text{масса «атома» водорода})}{(\text{масса «атома» кислорода})} \quad (3a)$$

Слово «атом» взято в кавычки, чтобы показать, что мы имеем дело с тем элементом, который встречается в природе. Атомные массы, определяемые равенством, подобным (3a), были получены химиками в результате тщательных измерений массы. Они определяли, например, число граммов природного водорода, которое необходимо для того, чтобы в соединении с 16 г природного кислорода образовать воду, не дав никакого остатка. Половина этого значения и есть атомная масса водорода.

Атомная масса, определенная таким методом химиками, называется атомной массой в химической шкале. Атомные массы большинства элементов близки к целым числам, но существуют и исключения. Например, атомная масса хлора равна 35,5 (табл. 3А).

Таблица 3А. Атомные массы наиболее легких элементов

Элемент	Z	Атомная масса	Элемент	Z	Атомная масса
H	1	1,00797	Ne	10	20,183
He	2	4,0026	Na	11	22,9898
Li	3	6,939	Mg	12	24,312
Be	4	9,0122	Al	13	26,9815
B	5	10,811	Si	14	28,086
C	6	12,01115	P	15	30,9738
N	7	14,0067	S	16	32,064
O	8	15,9994	Cl	17	35,453
F	9	18,9984	Ar	18	39,948

4. Читателю известно, что почти вся масса атома сосредоточена в его ядре. Ядра построены из протонов и нейтронов. Сумма числа протонов и нейтронов называется *массовым числом* ядра. Это целое число обычно обозначается буквой *A*.

Число протонов называется атомным номером ядра. Его обозначают буквой *Z*, и заряд ядра равен  $Ze$ , где  $e$  — элементарный заряд. Химические свойства атома определяются почти исключительно зарядом ядра, и число *Z* является характеристикой *химического элемента*.

Было обнаружено существование семейств ядер с *одинаковым* зарядом, но различными массовыми числами. Такие ядра получили

Таблица 4А. Природные изотопы некоторых легких элементов

Элемент	Z	Изотоп A	Атомная масса	Относительная распространенность, %	Элемент	Z	Изотоп A	Атомная масса	Относительная распространенность, %
H	1	1	1,007825	99,985	O	8	16	15,99491	99,759
		2	2,01410	0,015			17	16,99914	0,037
He	2	3	3,01603	0,00013			F	9	18
		4	4,00260	100	19	18,99840			100
Li	3	6	6,01513	7,42	...	...	...	...	...
		7	7,01601	92,58	S	16	32	31,97207	95,0
Be	4	9	9,01219	100			33	32,97146	0,76
		B	5	10			10,01294	19,6	34
C	6			11	11,00931	80,4	36	35,96709	0,014
		Cl	17	12	12,000000	98,89	35	34,96885	75,53
13	13,00335			1,11	37	36,96590	24,47		
N	7	14	14,00307	99,63	...	...	...	...	...
		15	15,00011	0,37					

название различных *изотопов* данного элемента. Изотопы содержат определенное число протонов и различаются числом нейтронов. Масса протона очень близка к массе нейтрона, и поэтому масса всех ядер очень мало отличается от целого массового числа. Существование нецелых атомных масс объясняется тем, что многие природные химические элементы представляют собой смесь двух или нескольких изотопов (табл. 4А). В этом случае измеряемая химиками «атомная масса» элемента является средним значением атомных масс соответствующих изотопов \*).

Относительная распространенность различных изотопов данного элемента одна и та же в любом месте земной поверхности. Это экспериментально установленный факт. С практической точки зрения различные изотопы данного элемента имеют одни и те же химические свойства, поэтому разделить изотопы химическими методами невозможно.

5. Записывая уравнение химической реакции, химик использует символы, например: H — водород, Li — литий, Fe — железо и т. д. для обозначения существующих в природе химических элементов, которые могут быть, а могут и не быть смесью изотопов. Однако с точки зрения ядерной физики изотопы кислорода с массовыми числами 16 и 18 являются совершенно различными объектами, и когда мы пишем их обозначения в ядерных реакциях, то должны иметь возможность различать эти изотопы. Для этого служат верхние и нижние индексы, с помощью которых изотоп обычно изображают так:

$${}^A_Z(\text{химический символ}) \text{ или } {}^A(\text{химический символ}).$$

Природный кислород есть смесь трех стабильных изотопов, а именно  ${}^{16}\text{O}$ ,  ${}^{17}\text{O}$  и  ${}^{18}\text{O}$ . Из них основной компонентой является изотоп  ${}^{16}\text{O}$ . Его относительная распространенность равна 99,759%.

6. Физики и химики давно пришли к соглашению о новой шкале атомных масс, основанной на массе изотопа углерода  ${}^{12}\text{C}$ . Атому (не ядру!) этого изотопа приписана масса, *точно равная 12 атомным единицам массы* (сокращенно 12 а. е. м.). Таким образом,

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{1}{12} (\text{масса атома } {}^{12}\text{C}) = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.} \quad (6a)$$

Постоянная Авогадро  $N_0$  определяется как число атомов в 12 г изотопически чистого  ${}^{12}\text{C}$ . Это число и приведено в табл. 2А.

В новой шкале атомная масса природного кислорода равна 15,9994, что очень близко к числу 16, т. е. к атомной массе кислорода в старой химической шкале. Для многих практических целей различием атомных масс в новой и старой шкалах можно пренебречь.

\*) Существование различных изотопов химических элементов было впервые установлено Дж. Дж. Томсоном (*Thomson J. J. Rays of Positive Electricity.*— Proc. Roy. Soc., London, Ser. A, 1913, v. 89, p. 1).

7. Постоянная Авогадро  $N_0$  является звеном, которое связывает микро- и макрофизику. Рассмотрим несколько важных физических величин, включающих  $N_0$ , и на их примере продемонстрируем эту связь.

1) Масса протона равна 1,0073 а. е. м., а масса нейтрального атома водорода (изотоп  $^1\text{H}$ ) равна 1,0078 а. е. м. Произведение постоянной Авогадро  $N_0$  на массу протона  $M_p$  равно, таким образом,

$$N_0 M_p = 1,0073 \text{ г/моль.} \quad (7a)$$

При грубых вычислениях мы можем считать, что

$$(\text{масса протона}) \approx (\text{масса атома водорода}) \approx (1/N_0) \text{ г.} \quad (7b)$$

2) Произведение  $N_0$  на постоянную Больцмана дает *универсальную газовую постоянную*  $R$ :

$$\begin{aligned} N_0 k &= R = 8,314 \cdot 10^7 \text{ эрг/(моль} \cdot \text{К)} = \\ &= 1,986 \text{ кал/(моль} \cdot \text{К)}. \end{aligned} \quad (7c)$$

Таким образом, постоянная Больцмана является газовой постоянной, приходящейся на *одну молекулу*.

3) Произведение  $N_0$  на заряд электрона дает *постоянную Фарадея*  $F$ :

$$N_0 e = F = 96\,487 \text{ Кл/моль.} \quad (7d)$$

Эта величина равна полному заряду, который переносится одним молем однократно заряженных ионов.

8. Обратимся теперь к постоянной Планка. Ее можно встретить в двух обозначениях, а именно  $h$  и  $\hbar$  (табл. 2А). (Символ  $\hbar$  читается: « $h$  перечеркнутое».) Обе постоянные называются постоянными Планка и встречаются одинаково часто. Впрочем, нам больше нравится  $\hbar$ : с этой константой удобнее работать. Причина появления двух постоянных Планка в том, что писать  $\hbar$  проще, чем выписывать множитель  $2\pi$ , возникающий во многих формулах. По той же причине существуют две «частоты» — круговая частота и циклическая частота (или просто частота).

В этой книге мы обозначаем через  $\nu$  частоту, равную числу повторений периодического явления за единицу времени. Эта частота измеряется *числом циклов за единицу времени* и выражается в герцах (Гц). Угловую скорость мы обозначаем буквой  $\omega$  и измеряем ее *числом радиан за единицу времени* (рад/с).

Частота  $\nu$  и угловая скорость связаны соотношением

$$\omega = 2\pi\nu, \quad (8a)$$

откуда следует, что

$$\hbar\omega = h\nu. \quad (8b)$$

Оба выражения определяют энергию фотона с частотой  $\nu$ . Заметим, что величину  $\omega$  обычно тоже называют частотой или *круговой частотой* и выражают в секундах в минус первой степени ( $c^{-1}$ ).

Для длины волны используются соответствующие обозначения. Истинная *длина волны* представляет собой период периодического явления в пространстве и обозначается буквой  $\lambda$ . Из длины волны  $\lambda$  можно образовать величину  $\tilde{\lambda}$ :

$$\tilde{\lambda} = \frac{\lambda}{2\pi}. \quad (8c)$$

Для монохроматической волны, распространяющейся со скоростью  $c$ ,

$$\lambda\nu = \tilde{\lambda}\omega = c. \quad (8d)$$

Читатель должен запомнить эти повсюду принятые обозначения.

9. Длина волны часто выражается в обратных величинах,

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda},$$

называемых *волновым числом*. Волновые числа широко используются в оптической спектроскопии. Единицей их измерения является сантиметр в минус первой степени ( $cm^{-1}$ ). Для света в вакууме

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c}, \quad (9a)$$

где  $\nu$  — частота. Волновое число пропорционально частоте, но его не следует путать с частотой.

Заметим, что в оптической области длины волн и волновые числа могут быть измерены очень точно, гораздо точнее скорости света. Поэтому в оптической области нам гораздо точнее известны волновые числа, нежели соответствующие частоты. С другой стороны, в микроволновой области частоты измеряют с большей точностью, и здесь они известны точнее соответствующих волновых чисел или длин волн.

10. В гл. I мы упоминали о некоторых методах измерения фундаментальных констант. Хронологически это первые методы. Лучшие современные значения основных констант получены, однако, не в этих простых измерениях. Мы привели их лишь для знакомства с принципиальными возможностями. В действительности лучшие значения фундаментальных констант получены при измерениях ряда связанных величин, которые *выражаются* через эти (и другие) константы с помощью теоретических формул, в справедливости которых мы уверены. Из этих величин можно получить значения соответствующих констант. Число таких измеримых величин больше числа фундаментальных констант, и уравнения оказываются переопределенными. Это обстоятельство позволяет проверить внутреннее согласие измеренных величин, которые принимаются во внимание при определении констант.