

**ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА И НЕКОТОРЫЕ ВОПРОСЫ
АТОМНОЙ ФИЗИКИ**

И. П. Селинов

**1. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА
1951 г.**

Как известно, периодический закон Менделеева состоит в том, что в последовательности химических элементов, расположенных в порядке возрастания числа электронов Z в атомной оболочке нейтральных атомов (определяемого зарядом атомного ядра Ze), периодически повторяются аналогичные особенности в форме и свойствах соединений элементов и в свойствах простых тел. Этот закон обусловлен слоистой структурой атомной оболочки, в результате чего, по мере возрастания числа электронов в оболочке атома, периодически повторяется сходное строение периферических электронных слоёв.

Периодический закон Менделеева обычно выражается в форме периодической системы элементов, дающей рациональную («естественную») систематику атомов химических элементов. Отражая главную закономерность свойств элементов, периодическая система их непрерывно обогащается в частности. Несомненно, что через несколько лет она будет отличаться от системы, публикуемой в таблице II, тем, что она будет пополнена ещё рядом новых изотопов, а также, возможно, несколькими, «трансцендентными» элементами, полученными в результате нейтронного синтеза или бомбардировкой изотопов Рн, Ам и других тяжёлых элементов, лёгкими ядрами (C^{13} , O^{16} и др.). Поэтому для научных и учебных целей необходима периодическая публикация системы Менделеева, систематически пополняемой новыми научными данными.

Периодическая система элементов в таблицах I и II дана в форме так называемой «короткой» системы Менделеева, которая,

как справедливо отмечалось^{1,2}, наиболее адекватно выражает периодический закон и поэтому наиболее распространена в научной и учебной литературе. Преимущество «короткой» системы, по мнению автора, обуславливается в основном тем, что она состоит, по существу, из восьми групп, включая в VIII группу так называемую «нулевую группу» инертных элементов. При таком построении системы отчётливо выражена последовательность заполнения электронами, в атомах элементов основных подгрупп первого периферического слоя, в котором максимальное число электронов равно восьми. Таким образом, номер группы системы приобретает определённый физический смысл; он соответствует числу *s*- и *p*-электронов в периферическом слое у атомов элементов основных подгрупп и максимальному числу, для большинства элементов, валентных электронов у элементов как основных, так и дополнительных подгрупп.

Исходя из этого, представляется целесообразным изменить, как это сделано в некоторых русских и иностранных монографиях³, старую нумерацию групп и инертные элементы, у которых электроны в атомах образуют в периферическом слое замкнутую оболочку из восьми электронов, считать не нулевой, а восьмой группой. Что касается триад элементов, которые Д. И. Менделеев назвал «переходными», то помещение их в одной самостоятельной группе, является довольно искусственным¹. Свойства этих элементов имеют ряд сходных черт как с элементами им предшествующими, так и с расположенными после них элементами: Cu, Ag и Au (которые Д. И. Менделеев даже помещал⁴ в скобках вместе с триадами переходных элементов Fe, Co, Ni и др.). Поэтому триады элементов могут быть помещены как справа, так и слева восьми основных групп системы элементов. В таблице II дана система элементов, в которой, как и в варианте системы, предложенном С. А. Щукаревым⁵, триады переходных элементов помещены слева. В таблице I они помещены справа и обозначены буквами *b*, *c*, *d*. По мнению автора, форма периодической системы элементов, изображённая на таблицах I и II, хотя является менее привычной, чем периодическая система с нулевой группой и элементами редких земель, помещёнными внизу таблицы, но по существу более адекватно отражает строение электронной оболочки атомов.

В частности, в таблицах I и II отчётливо видна полная аналогия между 6-м и незаконченным 7-м периодами.

Эта закономерность в системе Менделеева стала очевидной только после открытия актиноидов⁶, между тем как раньше, до открытия деления тяжёлых ядер, трансурановые элементы рассматривались большей частью как переходные элементы (Eka-Os, Eka-Ir, Eka-Pt) и, следовательно, считалось, вопреки аналогичному строению 2-го и 3-го, а также 4-го и 5-го периодов в системе, что заполнение

жены так же симметрично в двух соседних периодах, как и триады элементов. Как видно из таблиц I—II, включение лантаноидов и актиноидов в систему даёт возможность более наглядно представить закономерность в величине и чередовании периодов системы, обусловленную последовательностью заполнения электронных слоёв в атомах химических элементов.

В литературе в настоящее время встречаются различные варианты периодической системы элементов, содержащие устаревшие и неточные данные, в частности неверно изображающие положение группы актиноидов⁸. Поэтому представляется весьма необходимым, чтобы химическое или физико-математическое отделение АН СССР утвердило ряд вариантов (интересный вариант системы предложен проф. С. А. Щукаревым) современной системы элементов. Утверждённые варианты системы могли бы быть использованы в учебной и научной литературе, а также для издания многоцветной (как, например,⁹) стенной таблицы *).

При рассмотрении системы элементов надо отметить, что для некоторых элементов ещё употребляются различные названия и символы. На химической конференции в Амстердаме в 1949 г. был сделан выбор между различными названиями некоторых элементов. Было решено назвать: бериллий ${}^4\text{Be}$, а не глюциний ${}^4\text{Gl}$, ниобий ${}^{41}\text{Nb}$, а не колумбий ${}^{41}\text{Cb}$, лютеций Lu , а не кассиопий Cr , вольфрам, а не тунгстен. Однако для ряда элементов ещё сохранились различные символы и названия, например: элемент с $Z=86$ называется нитоном ${}^{86}\text{Nt}$, радоном ${}^{86}\text{Rn}$ или эманацией ${}^{86}\text{Em}$. В своё время Международным комитетом по радиоактивности было принято название радон, вместо эманации, однако ввиду того, что символом Rn обозначается один из изотопов эманации, в ряде современных таблиц²¹ всё же сохраняется название «эманация». В написании символов также встречаются различные обозначения: аргон обозначается A и Ar , тулий Tu и Tm , иод I и J . В таблицах I и II принято обозначение I , как более близкое к первой букве греческого слова Ιωδῖς , откуда происходит название элемента. Этим же символом (I) обозначался иод в одной из последних таблиц, составленных Менделеевым⁴.

На этой же конференции 1949 г. были приняты новые названия и символы элементов, полученных искусственным путём: ${}^{43}\text{Tc}$, ${}^{61}\text{Pm}$, ${}^{85}\text{At}$, ${}^{87}\text{Fr}$, ${}^{93}\text{Np}$, ${}^{94}\text{Pu}$, ${}^{95}\text{Am}$, ${}^{96}\text{Cm}$. Однако, по мнению автора, нельзя признать удачными названия технеций (искусственный) и астафин (неустойчивый), так как получение в результате ядерных реакций неустойчивых элементов не является специфическим только для этих элементов. Таким же способом получают 61-й элемент и трансурановые элементы.

*) За последние 10–15 лет большая многокрасочная таблица Менделеева в СССР не издавалась.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА (1951 г.)

Электронная конфигурация в периферич. оболочках атома. Атомный вес; звездочкой отмечен атомный вес, полученный из значений распространенностей и масс изотопов, а у радиоактивных элементов ($Z > 83$) массовое число или масса наиболее долгоживущего изотопа. Символ элемента; символами Ека-Тм, Ека-Уб отмечены неизвестные элементы-гомологи Тм, Уб и др. элементов. Z — порядковый номер элемента; Z равняется числу электронов в нейтральном атоме и числу протонов в ядре (обуславливающему заряд ядра). Большие цифры — массовые числа бета-устойчивых (стабильных и альфа-радиоактивных) изотопов. Меньшие цифры — массовые числа бета-радиоактивных изотопов, превращающихся с испусканием электронов (β^-), позитронов (β^+) или с захватом электрона из оболочки атома (ϵ), подчеркнуты долгоживущие изотопы, содержащиеся в природной смеси изотопов элемента. Средняя строчка массовых чисел — изотопы, у которых установлено или предполагается, что энергия связи протонов и нейтронов в ядре больше, чем у других изобарных им ядер. В скобках помещены предполагаемые значения.

4f⁶6s²
150.1 Sm 62
144 (146^α), 147^α
148 — 150, 151^β, 152^β
153^β, 154, 155^β, 156^β

Период	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		Число электронов в оболочках у атомов последнего элемента в периоде							ΔZ — число элементов в периоде ΔZ = 2 · n ²	Период	n																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																												
	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	K	L	M	N	O	P	Q																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																	
2	3 Li 2s ¹ 6.940 5 ^α , 6 ^β		4 Be 2s ² 9.013 7 ^α		5 B 2s ² 2p ¹ 10.82 8 ^β , 9 ^α , 9 ^β		6 C 2s ² 2p ² 12.010 10 ^β , 11 ^β		7 N 2s ² 2p ³ 14.008 12 ^β , 13 ^β		8 O 2s ² 2p ⁴ 16.000 14 ^β , 15 ^β		9 F 2s ² 2p ⁵ 19.00 17 ^β , 18 ^β , 19 ^β		10 Ne 2s ² 2p ⁶ 20.183 19 ^β		2 + 8																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																					

Таблица II

Периодическая система элементов составлена по данным, опубликованным до апреля 1951 г. Римскими цифрами обозначены группы в «короткой» системе Менделеева.

Латинскими буквами обозначены основные (а) и дополнительные (b) подгруппы элементов. Символы элементов побочных подгрупп сдвинуты вправо относительно символов элементов основных подгрупп и атомный номер у этих элементов помещён после символа.

У элементов основных подгрупп происходит заполнение электронами первого периферического слоя в атомной оболочке. У элементов дополнительных групп заполняется второй, более глубокий слой. Элементы с атомными номерами $Z=58-71$ и $Z=90-103$, у которых происходит заполнение ещё более глубокого, третьего слоя, по своим химическим свойствам близки к лантану и актинию; поэтому линии, их разделяющие (чтобы показать химическое сходство этих элементов, и то, что все они находятся, по существу, в двух удлинённых клетках лантана и актиния), нанесены пунктиром. При этом надо отметить, что у Pa и Th относительное положение $5f$ - и $6d$ -уровней остаётся ещё неизвестным. Поэтому, поскольку нельзя резко разграничивать $5f$ - и $6d$ -состояния в атомах первых элементов у актиноидов, эти элементы относятся в известном отношении как к III группе, так и, соответственно, к элементам IV, V и VI групп.

Триады элементов с $Z=26-28$; $44-46$; $76-78$ имеют свойства, переходные между свойствами элементов VII и I групп, и помещены слева, так как при этом получается более симметричное расположение как элементов дополнительных подгрупп, так и элементов редких земель, которые делятся пополам.

Первый период занимает особое место в системе, так как в нём только два элемента, вследствие того, что первая оболочка в отличие от последующих состоит только из двух электронов. Поэтому H и He занимают двойственное положение в системе и соответствуют как элементам, расположенным в начале периода так и элементам, завершающим период.

После первого периода каждый из двух периодов с одинаковым n (главным квантовым числом в последней заполненной оболочке) — второй и третий, четвёртый и пятый, шестой и, веро-

ятно, седьмой — имеют одинаковое число (n) заполненных оболочек в атомах последнего элемента в периоде, одинаковую последовательность заполнения периферических оболочек и одинаковое число элементов в периоде (причём это число равно числу электронов в последней заполненной оболочке).

В таблице даны все известные изотопы (кроме радиоизотопов с неопределённым массовым числом), причём, если массовые числа изотопов идут подряд, то для краткости применяется тире, например у Xe: 128—132 вместо 128, 129, 130, 131, 132.

В средней строчке массовых чисел (M) помещены основные центральные изотопы элемента, имеющие относительно большую энергию связи, чем другие изотопы в плеяде, и определяющие в основном увеличение атомных весов элементов с увеличением порядкового номера (Z). У элементов $Z^{\text{нечётн}}$ центральными изотопами будут β -устойчивые изотопы, а также следующие β -радиоактивные изотопы $M^{\text{нечётн}}$ (имеющие большую энергию связи, чем их стабильные изобары): долгоживущие Rb⁸⁷, Re¹⁸⁷ и расположенные на границе между β^+ -радиоактивными и β^- -радиоактивными изотопами, наиболее долгоживущие изотопы Tc и Pm (элементы, не имеющие β -устойчивых изотопов). Центральные изотопы элементов $Z^{\text{чётн}}$ имеют значения, промежуточные между крайними значениями $M^{\text{нечётн}}$ центральных изотопов предыдущего и последующего элементов, но некоторые из этих изотопов, имеющих меньшую энергию связи, чем энергия связи у изобарных им центральных изотопов соседних элементов, помещены в верхней или нижней строчке.

Так как у элементов $Z > 60$ наблюдается чередование четырёх пар соседних элементов $Z^{\text{чётн}}$ и $Z^{\text{нечётн}}$ с тремя β -устойчивыми центральными изотопами $M^{\text{нечётн}}$ и одной пары элементов с двумя изотопами $M^{\text{нечётн}}$, например ⁶⁶Dy¹⁶¹, ⁶⁶Dy¹⁶³, ⁶⁷Ho¹⁶⁵ и ⁶⁸Er¹⁶⁷, ¹⁶⁹Tm¹⁶⁹, то, экстраполируя эту закономерность до 108 элемента, можно наметить, как это сделано в таблице, гипотетические значения массовых чисел β -устойчивых и β -радиоактивных изотопов. Точки около цифр обозначают, что другие изотопы этих элементов с меньшими M и большими M , чем у изотопов, приведённых в таблице, будут соответственно β^- -радиоактивными (нижняя строчка) и α , K - K -радиоактивными (верхняя строчка).

Правильнее было бы дать сходное название не элементам 43-му и 85-му, а элементам 43-му и 61-му, так как только эти элементы из всех других элементов до $Z=83$, не имеют стабильных изотопов.

Учёные, изучавшие астатин, называли этот элемент по Менделееву, предсказавшему его существование, эка-иодом и при исследовании использовали сходство свойств эка-иода со свойствами иода. Было бы поэтому справедливо назвать его в честь великого учёного, чья система элементов служит основным методом в поисках и идентификации новых элементов, «менделевием». Это название так же оправдано, как и название 96-го элемента, который в честь учёных, открывших искусственную радиоактивность, назван кюрием.

Ввиду неопределённости в названиях некоторых химических элементов необходимо, чтобы этот вопрос был обсуждён соответствующим органом Академии наук СССР и были бы приняты стандартизованные названия и транскрипция символов всех элементов системы Менделеева. Назрела необходимость в организации советского научного учреждения в виде комиссии по атомным константам и терминам при Академии наук СССР. Такое учреждение должно было бы периодически утверждать значения атомных констант, публиковать ежегодные сводки новых значений атомных весов, таблицы стабильных и радиоактивных изотопов, ядерных реакций и других атомных и ядерных характеристик, а также организовывать обсуждение и вносить в необходимых случаях на утверждение АН СССР предложения о новых единицах, названиях и терминах, необходимость в которых возникает с развитием науки.

2. АТОМНЫЕ ВЕСА ЭЛЕМЕНТОВ И ЕДИНАЯ ШКАЛА АТОМНЫХ ВЕСОВ

В периодической системе элементов принято приводить атомные веса, полученные в результате химических исследований, по сводкам, ежегодно публикуемым Комитетом по атомным весам¹⁰. Однако для ряда элементов масс-спектрографические исследования дают, несомненно, более точное значение атомных весов. Например, как видно из таблицы II, у иридия есть два стабильных изотопа Ir^{191} и Ir^{193} . Из значений относительных распространённости этих изотопов получается атомный вес иридия, равный 192,2, поэтому можно считать доказанным, что значение химического атомного веса иридия (равного 193,1), публикуемое в таблицах атомных весов Комитета по атомным весам¹⁰, является ошибочным. Так же несомненно завышены химические значения атомных весов золота и тулия, имеющих только по одному стабильному изотопу. Поэтому было бы более правильным давать сводку наилучших

значений атомных весов, измеренных как химическими, так и масс-спектрографическим методами. В таблицах I и II для нескольких элементов, у которых особенно велики расхождения¹⁰ между значениями химических атомных весов и масс-спектрографическими данными (причём последние более точны), приводятся не химические, а масс-спектрографические значения атомных весов.

Для радиоактивных элементов, не имеющих долгоживущих изотопов, понятие атомного веса элемента, т. е. среднего веса природной смеси стабильных или долгоживущих (с периодом $> 10^8$ лет) изотопов, неприменимо. Поэтому у элемента, не имеющего стабильных изотопов, вместо атомного веса приводится в таблицах I и II массовое число наиболее долгоживущего изотопа. У элементов, для которых пока не известно, какой из изотопов имеет наибольший период (например, Ts^{97} или Ts^{99}) или можно ожидать открытия новых изотопов с большими периодами (Pu, Cm, Bk, Cf), атомный вес не приводится (таблица I) или в скобках указывается предполагаемое массовое число наиболее долгоживущего изотопа (таблица II). Атомные веса, полученные из изотопических данных, в отличие от атомных весов, взятых из таблиц¹⁰, помечены в таблицах I и II звёздочкой.

Значения атомных весов даны в таблицах в «химической» шкале атомных весов, в которой за единицу принята $1/16$ атомного веса кислорода. В так называемой «физической» шкале Ф. В. Астона за единицу принята $1/16$ атомного веса наиболее распространённого изотопа кислорода O^{16} . Шкала атомных весов Стаса (так называемая «химическая») неудобна тем, что в ней за единицу принят атомный вес смеси стабильных изотопов кислорода, который может несколько меняться в результате небольших колебаний распространённости изотопов в кислороде различного происхождения. Кроме того, по мере развития исследований подвергаются изменению и сами значения относительных распространённости изотопов. Поэтому химическая единица атомных весов не является строго постоянной и переводный коэффициент (по последним данным равный $1,0002783 \pm 0,0000005$ ¹²) между химической и физической шкалами может несколько менять своё значение. Неудобство существования двух шкал атомных весов неоднократно отмечалось в литературе¹³, и было бы весьма желательно ввести в ближайшее время единую шкалу атомных весов, не имеющую указанных выше недостатков.

Новая шкала атомных весов должна отвечать следующим требованиям:

1. За единицу должен быть выбран атомный вес элемента, состоящего только из одного стабильного изотопа, и потому совершенно независимый от происхождения элемента. При этом изотопический атомный вес будет совпадать с атомным весом элемента.

2. Для того чтобы атомные веса всех изотопов были близки к массовым числам, необходимо, чтобы дефект массы стабильного изотопа выбранного элемента имел среднее значение между крайними значениями кривой дефектов масс. По этой причине нельзя выбрать, например, водород ${}^1\text{H}^1$, так как атомные веса изотопов тяжёлых элементов в водородных единицах будут почти в полтора раза меньше массового числа.

3. Выбранный элемент должен быть удобен для масс-спектрографических измерений, и масса его стабильного изотопа должна быть достаточно хорошо измерена.

4. Этот элемент должен давать большое число химических соединений с различными элементами.

5. Введение новой шкалы не должно существенно изменить принятые в химической практике атомные веса, вычисленные по отношению к атомному весу кислорода, равному 16,000.

Всеим этим условиям отвечает только один элемент — фтор.

Доказано, что фтор состоит из одного стабильного изотопа F^{19} , а изотопы смежных массовых чисел F^{17} , F^{18} , F^{20} являются радиоактивными с короткими периодами. Поэтому фтор не может иметь больше одного стабильного или долгоживущего изотопа.

Масса стабильного изотопа фтора измерена с большой точностью и равна 19,00435, т. е. дефект массы атомного ядра фтора близок к дефекту массы изотопа кислорода O^{16} и поэтому значения масс изотопов, вычисленные по отношению к фтору, будут мало отличаться от значений масс в кислородных единицах. Масс-спектрографические измерения тяжёлых изотопов показывают, что во многих случаях непосредственное сравнение масс изотопов с массой O^{16} затруднительно и массы изотопов определяются относительно масс других изотопов. Поэтому изотоп фтора F^{19} в качестве единицы массы так же удобен, как и O^{16} .

Фтор, так же как кислород, даёт соединения почти со всеми элементами, и химия фтора за последние годы получила большое развитие.

Химический атомный вес фтора равняется 19,00, т. е. в пределах ошибок в кислородных единицах выражается целым числом. Вследствие этого «химические» атомные веса элементов практически не изменяются при переходе к фторной шкале атомных весов.

Исходя из этих соображений, представляется целесообразным принять в качестве единицы как для атомных весов элементов, так и для атомных весов изотопов $1/19$ атомного веса фтора. Переводный коэффициент для перехода от масс изотопов, вычисленных по отношению к изотопу кислорода $\text{O}^{16} = 16,0000$, к массам во фторной шкале ($\text{F}^{19} = 19,0000$) равняется 0,99976.

3. ИЗОТОПЫ И АТОМНЫЕ ВЕСА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Атомный вес химического элемента — это среднее значение атомных весов стабильных и долгоживущих изотопов данного элемента, получающееся из значений массовых чисел, относительных распространённости и дефектов масс этих изотопов. Поэтому, помещая в таблице атомные веса элементов, желательно также приводить (как это сделано в таблице II) изотопы элементов.

Сравнение атомных весов элементов с массовыми числами и распространённостями изотопов показывает, что изменение атомных весов с увеличением атомного номера обусловлено закономерностями в ходе массовых чисел и в распространённости изотопов. Это наглядно видно, например, на разностях округлённых атомных весов элементов от кислорода до хлора:

	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si
A	16	19	20	23	24	27	28
ΔA	3	1	3	1	3	1	

Такое чередование обусловлено тем, что: 1) массовые числа у этих элементов идут подряд, причём изобар нет, 2) элементы $Z_{\text{нечётн}}$ имеют один стабильный изотоп и 3) элементы $Z_{\text{чётн}}$ имеют три изотопа, причём наиболее распространён самый лёгкий изотоп¹⁴.

В течение десятков лет, прошедших после открытия периодической системы элементов, было опубликовано большое число работ, в которых авторы пытались найти закономерности в изменении атомных весов химических элементов. Однако только в настоящее время, в связи с развитием физики атомного ядра, предстала возможность выяснить^{14, 15} эти закономерности путём сведения их к закономерностям в ходе массовых чисел и в распределении относительных распространённости изотопов. Оказалось, что число центральных изотопов (средняя строчка массовых чисел в таблице II) у большинства элементов с чётным значением Z равно трём или пяти, а у элементов с нечётным Z — одному или двум (второй стабильный изотоп у элементов нечётного Z появляется в тех случаях, когда изобарный ему центральный изотоп $M_{\text{нечётн}}$ соседнего элемента $Z_{\text{чётн}}$ оказывается радиоактивным).

В первом случае (т. е. при трёх центральных изотопах у элемента $Z_{\text{чётн}}$) увеличение массового числа у аналогичных центральных изотопов при переходе от одного элемента $Z_{\text{чётн}}$ к следующему элементу $Z_{\text{чётн}}$ или же от элемента $Z_{\text{нечётн}}$ к следующему $Z_{\text{нечётн}}$ будет равно четырём (например, у элементов $Z_{\text{нечётн}}$: $_{11}\text{Na}^{23}$ — $_{13}\text{Al}^{27}$ — $_{15}\text{P}^{31}$ и $_{67}\text{Ho}^{165}$ — $_{69}\text{Tl}^{169}$), во втором случае (при пяти центральных изотопах у элементов $Z_{\text{чётн}}$) оно

равно шести (например, ${}_{69}\text{Tm}^{169} - {}_{71}\text{Lu}^{175} - {}_{73}\text{Ta}^{181}$). Соответственно этому и приращение атомных весов у соседних элементов одинаковой чётности $Z^{\text{чётн}}$ или $Z^{\text{нечётн}}$ будет близко (как видно из таблицы II) к четырём и шести. Эти два типа строения плеяд β -устойчивых изотопов $Z^{\text{чётн}}$ обусловлены тем, что увеличение числа протонов и нейтронов в большинстве ядер (кроме самых лёгких) центральных изотопов идёт двумя способами: путём последовательного прибавления двух протонов и двух нейтронов ($\Delta M=4$) или двух протонов и четырёх нейтронов ($\Delta M=6$)¹⁵. Этот тип чередования можно рассматривать как обусловленный чередованием в ядре нормальных энергетических уровней с парами протонов и нейтронов, которые образуют повторяющиеся группы из одного бипротонного и одного бинейтронного уровня $2p2n$ или одного бипротонного и двух бинейтронных уровней $2p4n$, которые можно назвать гелионными группами, или гелионами, и обозначить соответственно α' и α'' . Закономерности в построении и чередовании двух типов гелионных групп, а также связанные с построением этих групп закономерности в распространённости изотопов и обуславливают наблюдающийся ход атомных весов элементов с увеличением Z ¹⁵. Периферические β -устойчивые изотопы (верхняя и нижняя строчки массовых чисел в таблице II) являются изобарами центральных изотопов, и поэтому закономерности в возрастании атомных весов элементов от них почти не зависят. Однако anomalно большая распространённость периферических изотопов у некоторых элементов приводит к давно известным аномалиям в ходе атомных весов химических элементов, заключающимся в том, что атомные веса растут с увеличением Z у всех элементов, кроме следующих пар: ${}_{18}\text{Ar} - {}_{19}\text{K}$; ${}_{27}\text{Co} - {}_{28}\text{Ni}$; ${}_{52}\text{Te} - {}_{53}\text{I}$.

Причина этих аномалий состоит в anomalно большой распространённости периферических изотопов: A^{40} , Ni^{58} , Te^{128} и Te^{130} . Первая аномалия, вероятно, обусловлена добавлением к изотопу аргона A^{40} продуктов радиоактивного распада долгоживущего изотопа K^{40} , а также тенденцией к относительному увеличению числа нейтронов, намечающемуся в конце первого периода в системе изотопов¹⁵. Вторая аномалия обусловлена тем, что у никеля, в отличие от всех других элементов (кроме цинка), наиболее лёгкий периферический изотоп (Ni^{58}) является самым распространённым изотопом, что, возможно, связано с концом полупериода в этом месте системы изотопов¹⁵. Третья аномалия связана с добавлением к периферическим изотопам теллура (Te^{128} , Te^{130}) с нормальной распространённостью продуктов происшедшего в природе процесса деления тяжёлых ядер. Это добавление, вследствие малой распространённости теллура в природе, существенно изменяет относительные распространённости изотопов теллура (а также ксенона), но практически не оказывает влияния на

распространённость изотопов у большинства других элементов, значительно более распространённых в природе, чем теллур и ксенон¹⁵. У радиоактивных элементов, как видно из таблиц, также наблюдаются аномалии в ходе атомных весов или, вернее, массовых чисел (по терминологии С. А. Шукарева—нуклеонных чисел) наиболее долгоживущих изотопов у соседних элементов с чётным и нечётным Z . Это обусловлено тем, что у нескольких радиоактивных элементов с чётным Z наибольший период имеют периферические β -устойчивые изотопы $M^{\text{чётн}}$ с наибольшим массовым числом, а у следующих за ними элементов $Z^{\text{нечётн}}$ наибольший период имеет центральный β -устойчивый изотоп. Поэтому атомный вес у тория больше, чем у протактиния, а у урана больше, чем у нептуния.

4. ПЕРИОДИЧЕСКИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ В ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКЕ АТОМА И В АТОМНЫХ ЯДРАХ

В свойствах атомных ядер намечаются некоторые периодические закономерности, которые интересно сопоставить с периодами системы Д. И. Менделеева. В свойствах изотопов можно отметить двоякую периодичность по Z с периодом 2 и 20. Первую периодичность, проявляющуюся в резком различии после азота в строении плеяд β -устойчивых изотопов у элементов $Z^{\text{нечётн}}$ (один или два изотопа $M^{\text{нечётн}}$) и у элементов $Z^{\text{чётн}}$ (от трёх до десяти изотопов как чётных, так и нечётных массовых чисел), можно объяснить образованием в ядре гелиогрупп типа α' и α'' .

Вторая периодичность в системе атомных ядер состоит в том¹⁴, что в основном через $\Delta Z = 20$ повторяются аналогичные особенности в строении плеяд и распространёностях изотопов, которые делят всю систему атомных ядер на пять периодов: 1) ${}_0^1\text{H} - {}_{20}^{40}\text{Ca}$, 2) ${}_{20}^{40}\text{Ca} - {}_{40}^{90}\text{Zr}$, 3) ${}_{40}^{90}\text{Zr} - {}_{60}^{142}\text{Nd}$, 4) ${}_{60}^{142}\text{Nd} - {}_{84}^{208}\text{Po}$, 5) ${}_{84}^{208}\text{Po} - \dots$. Изотопы, имеющие то же число нейтронов (20, 50, 82 и 124 или 126), что и последние центральные изотопы в периодах, обладают относительно большей устойчивостью, чем соседние изотопы с другим числом нейтронов. За последние годы было опубликовано большое число экспериментальных и теоретических работ, указывающих на ряд особенностей в системе изотопов, связанных с числом нейтронов в ядрах, равным 20, 50, 82, 124 или 126. Несколько большая длина четвёртого периода обусловлена наложением в этой части системы закономерности чередования $4\alpha''$ и $1\alpha'$, характерной для полупериодов в конце системы изотопов. Согласно наблюдаемым закономерностям число нейтронов, соответствующее концу четвёртого периода, вероятно, равно 124 или 126. Принято считать, что это число равно 126; однако после открытия наиболее долгоживущего β -устойчивого изотопа

полония ${}_{84}\text{Po}^{208}$ (аналогичного ${}_{20}\text{Ca}^{40}$, ${}_{40}\text{Zr}^{90}$, ${}_{60}\text{Nd}^{142}$ по положению в системе изотопов) можно предположить также, что это значение равно 124 (числу нейтронов в ядре ${}_{84}\text{Po}^{208}$). Повторение ряда особенностей, характеризующих конец периода, можно ожидать в конце пятого периода в системе изотопов вблизи элемента с $Z = 104$ (или 108).

Таким образом, сравнение периодических закономерностей в системе атомных ядер с периодами системы Менделеева показывает, что они близки, но не совпадают. Поэтому стремление различных авторов отождествить периодичность в свойствах атомных ядер с периодичностью в электронной оболочке, как показывает тщательное сравнение с имеющимися экспериментальными данными, не соответствует действительности.

Различие между закономерностями в системе Менделеева и периодическими закономерностями в ядре обусловлено тем, что наряду с общими для электронной оболочки и атомного ядра закономерностями и свойствами (некоторые квантовомеханические закономерности, принцип Паули, кулоновские силы отталкивания между электронами в оболочке и протонами в ядре) в атомном ядре действуют качественно иные силы (ядерные силы притяжения), чем в электронной оболочке, и оно состоит не из электронов, а из двух типов частиц: протонов и нейтронов. Вследствие различия в составе и в силах, действующих в электронной оболочке и в ядрах атомов, процессы генезиса электронной оболочки и генезиса ядра имеют несколько различный характер. Повидимому, ядро тоже имеет слоистое строение, но новый слой начинает заполняться в ядре в отличие от электронной оболочки только тогда, когда заполнен предыдущий. Интересно отметить, что изучение образования ядерных оболочек с помощью статистического метода Томаса-Ферми тоже приводит к выводу о «строгой очерёдности в заполнении оболочек, поскольку каждая последующая оболочка начинает заполняться только после того, как заполнены все предыдущие. Последнее обстоятельство, повидимому, связано с тем, что в противоположность электронам между нуклеонами действуют в основном силы притяжения»¹⁶.

Одинаковую величину (кроме несколько более длинного четвёртого периода) периодов (относительно Z) в системе изотопов можно объяснить предположением, что подобно тому как у атомов заполненные внешние слои в электронной оболочке состоят из одинакового числа электронов, равного восьми (кроме первого слоя $1\text{H} - 2\text{He}$, имеющего два электрона), так и в ядре слои состоят из одинакового числа гелионов, равного десяти (кроме четвёртого периода, имеющего 12 гелионов), и следовательно, имеют одинаковое число протонов (20). При этом общее число нейтронов и нуклеонов в периодах будет вследствие разного числа гелионов типа α' и α'' различно. Этим обуславливаются нерегу-

лярные разности между числами нейтронов (20, 50, 82 и 124 или 126) у ядер в конце периодов.

В заключение необходимо добавить, что эти предположения автора о гелионном строении ядра являются ещё довольно гипотетическими, так как периодические закономерности в свойствах ядер менее изучены, чем в свойствах атомов. Вследствие этого рядом авторов высказывались другие предположения о характере периодичности в системе изотопов. Например, А. П. Знойко²³ пытается отождествить, в противоположность изложенному, периодичность в системе изотопов с величиной периодов в системе Менделеева. Дальнейшие экспериментальные исследования, несомненно, позволят с большей достоверностью установить закономерности в строении атомных ядер и характер периодичности в системе изотопов.

Если считать, что атомные ядра имеют подобно атомным оболочкам «слоистое» строение, то периодическому закону можно дать следующую, более общую формулировку. С увеличением числа структурных элементов — нуклеонов, а также, возможно, гелионов (в атомном ядре) и электронов (в атомной оболочке) — периодически повторяются аналогичные особенности как в строении и свойствах ядер, так и в строении и свойствах атомов, причём эти особенности и периодичность у ядер и у атомов имеют различный характер, хотя и обладают рядом сходных черт.

5. ОТКРЫТИЕ НОВЫХ РАДИОАКТИВНЫХ ЭЛЕМЕНТОВ И ПРОБЛЕМА ГРАНИЦ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ

Таким образом, периодический закон в его общей форме выражает закономерности развития и взаимосвязи определённых форм материй: атомов и атомных ядер. Периодическая система даёт систематику определённых форм материи и границы её определяются числом возможных в природе видов атомов и атомных ядер. Успехи физики атомного ядра позволяют подойти к решению ряда вопросов, связанных с периодической системой, на которые химия не могла дать ответа. Так, в настоящее время можно сделать ряд заключений о нижней и верхней границах периодической системы, об общем числе стабильных и долгоживущих элементов в природе и изучить свойства искусственно создаваемых, не существующих в естественных условиях на Земле, элементов.

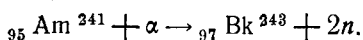
Вопрос о нижней границе периодической системы и о числе элементов от первого элемента (водорода) до 98-го или 100-го элемента (центурия) можно считать решённым. Доказано, что ядра атомов состоят из протонов и нейтронов, и следовательно, нет атомов, имеющих положительно заряженные ядра с меньшим зарядом, чем заряд протона (ядра изотопа водорода ${}_1\text{H}^1$), не может быть также химических элементов, у которых число электронов

в атоме меньше, чем у водорода, имеющего один электрон. Поэтому периодическая система Д. И. Менделеева, дающая систематику атомов химических элементов, начинается с водорода. Что касается «элементарных частиц», то они являются качественно иными формами материи, чем атомы и атомные ядра, и поэтому подчиняются закономерностям, отличным от периодического закона Д. И. Менделеева, установленного для атомов химических элементов. Основной задачей физики элементарных частиц и является выяснение тех качественно новых особенностей и закономерностей, которые специфичны для этих форм материи.

Замечательным достижением науки является также ликвидация в периодической системе элементов «белых пятен» — незаполненных клеток системы. Не только открыты все существующие в природе элементы с атомными номерами от 1 до 100, но и показано, что в этом интервале не может быть найдено новых элементов. Объяснены также причины неудачных поисков на Земле элементов с атомными номерами 43, 61 и 85, а также доказана ошибочность ряда прежних сообщений об открытии этих элементов, которым авторы давали различные названия (например, от названия штатов в США: иллиний, виргиний и алабамий) и которые были ошибочно включены во многие старые таблицы периодической системы Менделеева. Отсутствие на Земле химических элементов с $Z = 43$ и 61 обусловлено, согласно гелионной гипотезе, тем, что они расположены в начале периодов системы изотопов и в этих местах энергетически почти одинаково выгодно образование как гелиогруппы типа $2n2p$, так и типа $4n2p$. Например, у Mo — Ru одинаково вероятен как тип приращения нуклеонов $2n2p$ ($^{95}_{42}\text{Mo}$, $^{96}_{42}\text{Mo}$, $^{97}_{43}\text{Tc}$, $^{98}_{44}\text{Ru}$), так и тип приращения $4n2p$ ($^{95}_{42}\text{Mo}$, $^{96}_{42}\text{Mo}$, $^{97}_{42}\text{Mo}$, $^{98}_{42}\text{Mo}$, $^{99}_{43}\text{Tc}$, $^{100}_{44}\text{Ru}$). Вследствие этого массы соседних изобар $M_{\text{нечётн}}$ (например, Mo^{97} и Tc^{97} , Tc^{99} и Ru^{99}) мало отличаются друг от друга и Tc^{97} и Tc^{99} оказываются β -радиоактивными с малой энергией распада и большим периодом. Если периоды полураспада этих изотопов меньше, чем 10^8 лет, то за время, прошедшее после образования элементов, они распались и не могут поэтому встречаться в земной коре*). Что касается других изотопов этих элементов, то периоды их должны быть меньше, так как согласно закономерностям в распределении периодов изотопов периоды β -радиоактивных изотопов уменьшаются с удалением от области центральных изотопов.

*) Период долгоживущего изотопа Tc^{97} ещё точно неизвестен, и поэтому окончательно вопрос об отсутствии в естественных условиях в природе этих элементов будет решён тогда, когда будет измерен период этих изотопов. Можно предположить по аналогии с Pm^{145} , имеющим больший период полураспада (≈ 30 лет), чем Pm^{147} , что Tc^{97} имеет несколько больший период, чем Tc^{99} .

Поскольку более лёгких, чем водород, атомов не может быть и все пробелы в периодической системе заполнены, то число элементов в системе Менделеева может быть увеличено только путём достройки системы в сторону элементов с Z большим, чем у известных элементов. В 1950 г. были получены два новых элемента с атомными номерами 97 и 98, которые были названы (по аналогии с происхождением названий их химических гомологов: тербия и диспрозия) по месту их получения: берклием или беркелием (bercelium, Bk) (по-английски барклий) — от города Berkeley, и калифорнием (californium, Cf) — от университета и штата Калифорния. Элемент с атомным номером 97 был получен Томпсоном, Хиорсо и Сиборгом¹⁷ посредством облучения 95-го элемента — америция — α -частицами большой энергии по реакции

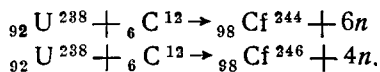


По своим химическим свойствам берклий имеет устойчивые степени окисления III и IV, принадлежит подобно другим транс-урановым элементам к актиноидам и является аналогом тербия. Найденный изотоп берклия имеет период полураспада $T = 4,6$ часа и превращается путём испускания α -частицы (0,1%) в Am^{239} ($T = 15$ ч.) или с захватом K -электрона (99,9%) в Sm^{243} ($T \approx 100$ лет). Испускаемые α -частицы имеют энергию: 6,20 Мэв (17%); 6,55 (53%); 6,72 (30%).

Теми же авторами совместно со Стритом¹⁸ получен элемент с атомным номером 98. Калифорний получен на том же циклотроне, что и берклий, облучением кюрия α -частицами с энергией в 35 Мэв. Изотоп калифорния получается, повидимому, по реакции ${}_{96}\text{Cm}^{242} + \alpha \rightarrow {}_{98}\text{Cf}^{244} + 2n$. Изотоп ${}_{98}\text{Cf}^{244}$ имеет период полураспада 45 минут и испускает α -лучи с энергией около 7,1 Мэв.

Изотоп ${}_{98}\text{Cf}^{244}$, вероятно (согласно систематике изотопов), превращается также с захватом K -электрона. По своим химическим свойствам калифорний, так же как и берклий, относится к актиноидам и, как указывают авторы, пользующиеся терминологией Менделеева, является эка-диспрозием. У калифорния имеется устойчивая степень окисления III и не наблюдаются высшие степени окисления IV и V. Преобладание степени окисления III находится в соответствии с понижением устойчивой степени окисления у лантаноидов и актиноидов¹⁹ с возрастанием Z .

В начале 1951 г. было опубликовано²⁰ сообщение о получении изотопов калифорния: Cf^{244} и Cf^{246} посредством бомбардировки урана карбионами (ядрами изотопа C^{12} большой энергии) по реакциям:



Новый изотоп Cf^{246} имеет период полураспада 35 часов и испускает α -лучи с энергией $6,75 \pm 0,05 \text{ Мэв}$. Ранее, в 1950 г., посредством такого же типа реакции был получен астатин из золота.

В начале 1951 г. появились косвенные сообщения (см., например, *Atomes* № 58, 1951) об открытии посредством бомбардировки плутония карбионами изотопов двух новых элементов: с $Z = 99$, названного афинием (от латинского *Athenae* — Афины, символ, вероятно, An) и с $Z = 100$, названного центурием (от латинского *centum* — сто, символ C₁₀₀); однако научные работы, подтверждающие открытие этих элементов, ещё не опубликованы. Использование лёгких ядер (He^4 , C^{12} , O^{16} и др.) большой энергии для бомбардировки наиболее тяжёлых изотопов периодической системы (наряду с реакциями нейтронного синтеза, осуществляемыми в ядерном реакторе), несомненно, позволит получить в близком будущем ряд «трансцентуриевых» элементов с $Z \geq 100$ и тем самым удлинить периодическую систему Менделеева.

В настоящее время можно считать, что открыты все стабильные или долгоживущие (с $T > 10^8$ лет) элементы в природе. Закономерное уменьшение периодов у изотопов трансурановых элементов урана объясняет отсутствие в природе долгоживущих элементов после урана.

На таблицах I и II показано вероятное строение незаконченного седьмого периода и указаны свойства, согласно закону Менделеева, ещё не открытых элементов. Однако из этих таблиц нельзя делать вывод о том, что периодическая система заканчивается на 118-м элементе, на котором завершается седьмой период. Верхняя граница системы Менделеева определяется тем, что в связи с уменьшением энергии связи при увеличении числа нуклеонов в ядре должны в конце концов получаться ядра, неустойчивые по отношению к испусканию нейтронов и протонов (аналогично He^5 и Li^5 у лёгких ядер), т. е. энергия, выделяющаяся при присоединении к ядру ещё одного нуклеона, ≤ 0 , и поэтому дальнейшее усложнение ядер невозможно. Таким образом, число различных видов свободных ядер, как β -устойчивых, так и β -радиоактивных, во вселенной не очень велико (порядка тысяч ядер), а число возможных химических элементов, вероятно, не намного больше ста. Однако вопрос о верхней границе системы элементов, обусловленный нуклеонной неустойчивостью ядер, остаётся ещё открытым и для его выяснения необходимо получение новых радиоактивных ядер.

Возможно также, что фактически граница системы Менделеева лежит ниже границы нуклеонной неустойчивости ядер и определяется весьма короткими периодами α -распада или спонтанного деления у ядер последних элементов в системе Менделеева.

ЦИТИРОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Е. Рабинович и Э. Тило, Периодическая система элементов. 1933.
 2. Б. М. Кедров, Химические понятия в свете менделеевского наследства, § 5 (в сборнике: Периодический закон Д. И. Менделеева и его философское значение, 1947).
 3. См., например, Landolt-Börnstein, Zahlenwerte und funktionen, 1950, стр. 11.
 4. Д. И. Менделеев, ст. Элементы. Энциклопедический словарь, Брокгауз и Ефрон, 1904.
 5. С. А. Щукарев, Современное состояние периодического закона Д. И. Менделеева; труды Юбилейного менделеевского съезда, т. II, 1937.
 6. Ст. Актиноиды, БСЭ, 2-е изд., 2-й том, 1950.
 7. Г. Семат, Введение в атомную физику, приложение III, пер. с англ., ИЛ, 1948; Ф. В. Астон, Масс-спектры и изотопы, приложение II, пер. с англ., ИЛ, 1948.
 8. Научные и технические основы ядерной энергетики под ред. К. Гудмана, пер. с англ., т. I, стр. 316; ИЛ, 1948, Путилов и др. Справочная книга по физике, Учпедгиз, 1951.
 9. Henry P., Hubbard, Periodic chars of the atoms, 1947.
 10. Report of Committee on Atomic Weight, J. Am. Chem. Soc. 70, 3531 (1948); 71, 1141 (1949), 72, 1431 (1950).
 11. С. Петрович, Таблицы по физике атомного ядра, табл. Б, Приложение к русскому пер. книги В. Рицлер, Введение в ядерную физику, ИЛ, 1948.
 12. Nier, Phys. Rev. 77, 789 (1950).
 13. См., например, Научные и технические основы ядерной энергетики под ред. К. Гудмана, пер. с англ., том I, стр. 7, ИЛ, 1948.
 14. И. П. Селинов, Периодическая система изотопов, ЖЭТФ, 4, 666 (1934); Phys. Zeits. d. Sowietunion 7, 82 (1935).
 15. И. П. Селинов, Приложение 2 в книге Я. И. Френкеля. Принципы теории атомных ядер, 1950; И. П. Селинов, Проблема систематики атомных ядер и поиски новых радионуклидов (неизданная работа, премированная на всесоюзном конкурсе молодых специалистов, организованном ЦК ВЛКСМ и Академией наук СССР в 1938 г.).
 16. Д. Иваненко и В. Родичев, ДАН 70, 605 (1950).
 17. S. G. Thompson, A. Ghiorso and G. T. Seaborg, Phys. Rev. 77, 838 (1950).
 18. S. G. Thompson, K. Street, Jr. A. Ghiorso and G. T. Seaborg, Phys. Rev. 78, 298 (1950).
 19. Глен Сиборг, Трансурановые элементы. Химия изотопов. Сборник № 1, стр. 29, 36, ИЛ, 1948; Сиборг, Успехи химии, 19, вып. 4 (1950).
 20. Ghiorso, Thompson, Street, Jr. and G. T. Seaborg, Phys. Rev. 81, 154 (1951).
 21. Б. Джелепов и С. Петрович., Таблица атомных ядер, УФН 40, 497 (1950); G. T. Seaborg and I. Perlman, Table of Isotopes, Rev. Mod. Phys. 20, № 4 (1948).
 22. А. П. Знойко, ДАН, 63, 837 (1949); А. П. Знойко и В. И. Семишин. ДАН, 74, 917 (1950).
-