

Белорусский государственный университет
Химический факультет
Кафедра неорганической химии

РЕФЕРАТ

*Периодическая система
химических элементов
Д. И. Менделеева*

Выполнил: студент 14 группы V курса
химического факультета БГУ
Кульша Андрей Вячеславович

Минск, 2004 г.

СОДЕРЖАНИЕ

| | |
|---|----|
| <i>Содержание</i> | 2 |
| <i>Введение</i> | 3 |
| <i>История периодической системы</i> | 4 |
| <i>Структура системы элементов</i> | 6 |
| <i>Теория периодического закона</i> | 9 |
| <i>Варианты интерпретации системы элементов</i> | 15 |
| <i>Заключение</i> | 18 |
| <i>Список источников</i> | 19 |

ВВЕДЕНИЕ

За сто с лишним лет, прошедших после открытия периодического закона, постепенно, шаг за шагом все более и более выяснялось громадное, основополагающее значение этого гениального открытия Д. И. Менделеева как для химии, так и для атомной физики. Вместе с тем возникновение и развитие атомной физики, в свою очередь, явилось фундаментом создания физической теории периодической системы, объяснившей как причины периодичности химических и некоторых физических свойств элементов и их соединений, так и те конкретные формы системы, в которых эта периодичность проявляется [1 – 2].

Объем научной информации, с которой оперирует система Д. И. Менделеева и на которую опирается развитие ее теории, становится все шире и шире. Сами границы периодической системы расширяются и в переносном, и в буквальном смысле слова [3]. Все это, естественно, позволяет более глубоко и всесторонне исследовать лежащие в основе структуры системы закономерности.

Пик интереса к вопросам теории периодической системы приходится на столетний юбилей периодического закона [1 – 2]. Был синтезирован ряд новых элементов, сформулированы наиболее важные для теории периодической системы положения. Но это вовсе не означает, что вопрос о структуре периодической системы, не говоря уж о ее строгом теоретическом обосновании, решен окончательно. В правилах выявляются исключения, среди нюансов наблюдаются новые закономерности, и потому периодическая система развивается и поныне, не теряя при этом своей естественной гармоничности.

ИСТОРИЯ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Попытки систематизации химических элементов предпринимались различными учеными в Германии, Франции, Англии, США с 30-х годов 19 века [4]. Предшественники Менделеева – И. Дёберейнер, Ж. Дюма, французский химик А. Шанкуртуа, английские химики У. Одлинг, Дж. Ньюлендс и другие установили существование групп элементов, сходных по химическим свойствам, так называемых "естественных групп" (например, "триады" Дёберейнера). Однако эти ученые не шли дальше установления частных закономерностей внутри групп. В 1864 Л. Мейер на основании данных об атомных весах предложил таблицу, показывающую соотношение атомных весов для нескольких характерных групп элементов. Теоретических сообщений из своей таблицы Мейер не сделал.

Прообразом научной периодической системы элементов явилась таблица "Опыт системы элементов элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве", составленная Менделеевым 1 марта 1869 года (рис. 1). На протяжении последующих двух лет автор совершенствовал эту таблицу, ввел представления о группах, рядах и периодах элементов; сделал попытку оценить емкость малых и больших периодов, содержащих, по его мнению, соответственно по 7 и 17 элементов. В

ОПЫТ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

| | | | | | |
|-------|-----------|------------|-------------|-----------|----------|
| | У = 50 | Зr = 60 | ? | 100 | |
| | V = 52 | Nb = 94 | Ta = 182 | | |
| | Cr = 52 | Mo = 96 | W = 186 | | |
| | Mn = 55 | Rh = 104,6 | Pt = 197,4 | | |
| | Fe = 56 | Ru = 104,6 | Ir = 198 | | |
| | Ni = 59 | Pd = 106,3 | Os = 199 | | |
| | Cu = 63,5 | Ag = 108 | Hg = 200 | | |
| H = 1 | Be = 9 | Mg = 24 | Zn = 65,4 | Cd = 112 | |
| | B = 11 | Al = 27 | ? = 43 | U = 116 | As = 75 |
| | C = 12 | Si = 28 | ? = 70 | Sn = 118 | Bi = 210 |
| | N = 14 | P = 31 | As = 75 | Sb = 122 | Te = 127 |
| | O = 16 | S = 32 | Se = 78,4 | Tl = 204 | Pb = 207 |
| | F = 19 | Cl = 35,5 | Br = 80 | J = 127 | |
| | Li = 7 | Na = 23 | K = 39 | Rb = 85,4 | Cs = 133 |
| | | | Ca = 40 | Sr = 87,6 | Ba = 137 |
| | | | ? = 45 | Ce = 92 | |
| | | | ? Er = 94 | La = 94 | |
| | | | ? Yt = 96 | Di = 96 | |
| | | | ? In = 75,5 | Th = 116 | |

Д. Менделѣевъ

Рис. 1. Таблица «Опыт системы элементов...» от 1 марта 1869 г. 1870 году он назвал свою систему естественной, а в 1871 – периодической [4]. Уже тогда структура системы элементов приобрела во многом современные очертания (рис. 2).

Чрезвычайно важным для эволюции периодической системы оказалось введенное Менделеевым представление о месте элемента в системе; положение элемента определяется номерами периода и группы. Опираясь на это представление, Менделеев пришел к выводу о необходимости изменения принятых тогда атомных весов некоторых элементов (U, In, Ce и его аналогов), в чем состояло первое практическое применение периодической системы, а также впервые предсказал существование и основные свойства нескольких неизвестных элементов, которым соответствовали незаполненные клетки. Классическим примером является предсказание "экаалюминия" (будущего Ga, открытого П. Лекоком де Буабодраном в 1875), "экабора" (Sc,

открытого шведским ученым Л. Нильсоном в 1879) и "экасилиция" (Ge, открытого немецким ученым К. Винклером в 1886). Кроме того, Менделеев предсказал существование аналогов марганца (будущие Tc и Re), теллура (Po), иода (At), цезия (Fr), бария (Ra), тантала (Pa).

| Reihen | Gruppe I. R ³ O | Gruppe II. RO | Gruppe III. R ³ O ³ | Gruppe IV. RH ⁴ RO ² | Gruppe V. RH ³ R ³ O ³ | Gruppe VI. RH ² RO ³ | Gruppe VII. RH R ³ O ⁷ | Gruppe VIII. RO ⁴ |
|--------|-------------------------------|------------------|--|--|---|--|--|--|
| 1 | <u>H</u> = 1 | | | | | | | |
| 2 | <u>Li</u> = 7 | <u>Be</u> = 9,4 | <u>B</u> = 11 | <u>C</u> = 12 | <u>N</u> = 14 | <u>O</u> = 16 | <u>F</u> = 19 | |
| 3 | <u>Na</u> = 23 | <u>Mg</u> = 24 | <u>Al</u> = 27,3 | <u>Si</u> = 28 | <u>P</u> = 31 | <u>S</u> = 32 | <u>Cl</u> = 35,5 | |
| 4 | <u>K</u> = 39 | <u>Ca</u> = 40 | <u>Sc</u> = 44 | <u>Ti</u> = 48 | <u>V</u> = 51 | <u>Cr</u> = 52 | <u>Mn</u> = 55 | <u>Fe</u> = 56, <u>Ce</u> =59 <u>Ni</u> =59, <u>Cu</u> =63 |
| 5 | <u>(Cu)</u> = 63 | <u>In</u> = 65 | <u>Zn</u> = 68 | <u>As</u> = 72 | <u>Se</u> = 75 | <u>Br</u> = 78 | <u>Zr</u> = 80 | |
| 6 | <u>Rb</u> = 85 | <u>Sr</u> = 87 | ? <u>Yt</u> = 88 | <u>Y</u> = 90 | <u>Nb</u> = 94 | <u>Mo</u> = 96 | <u>La</u> = 100 | <u>Ru</u> =104, <u>Rh</u> =110 <u>Pd</u> =106, <u>Ag</u> =110 |
| 7 | <u>Ag</u> = 108 | <u>Cd</u> = 112 | <u>In</u> = 113 | <u>Sn</u> = 118 | <u>Sb</u> = 122 | <u>Te</u> = 125 | <u>I</u> = 127 | |
| 8 | <u>Cs</u> = 133 | <u>Ba</u> = 137 | ? <u>Di</u> = 138 | ? <u>Ce</u> = 140 | | | | |
| 9 | (<u>t</u>) | | | | | | | |
| 10 | | | ? <u>Er</u> = 178 | ? <u>La</u> = 180 | <u>Ta</u> = 182 | <u>W</u> = 184 | | <u>Os</u> =195, <u>Ir</u> =197 <u>Pt</u> =198, <u>Au</u> =197 |
| 11 | <u>(Au)</u> = 199 | <u>Hg</u> = 200 | <u>Pb</u> = 204 | <u>Bi</u> = 207 | <u>Po</u> = 208 | | | |
| 12 | | | | <u>Th</u> = 231 | | <u>U</u> = 240 | | |

Рис. 2. Периодическая система, составленная Д. И. Менделеевым

Периодическая система элементов не сразу завоевала признание как фундаментальное научное обобщение. Положение существенно изменилось лишь после открытия Ga, Sc, Ge и установления двухвалентности Ве (он долгое время считался трехвалентным). Тем не менее, периодическая система во многом представляла

эмпирическое обобщение фактов, поскольку был неясен физический смысл периодического закона, и отсутствовало объяснение причин периодического изменения свойств элементов в зависимости от возрастания атомных весов. Поэтому вплоть до физического обоснования периодического закона и разработки теории периодической системы многие факты не удавалось объяснить. Так, неожиданным явилось открытие в конце 19 века инертных газов, которые, казалось, не находили места в системе элементов; эта трудность была устранена благодаря включению в систему самостоятельной нулевой группы (впоследствии VIIIa-подгруппы). Открытие многих "радиоэлементов" в начале 20 в. привело к противоречию между необходимостью их размещения в периодической системе и ее структурой (для более чем 30 таких элементов было всего 7 "вакантных" мест в шестом и седьмом периодах). Это противоречие было преодолено в результате открытия изотопов. Наконец, величина атомного веса (атомной массы) как параметра, определяющего свойства элементов, постепенно утрачивала свое значение.

Одна из главных причин невозможности объяснения физического смысла периодического закона состояла в отсутствии теории строения атома, поэтому важнейшей вехой на пути развития периодической системы явилась планетарная модель атома, предложенная Э. Резерфордом (1911). На ее основе голландский ученый А. ван ден Брук высказал предположение (1913), что порядковый номер элемента в системе (атомный номер Z) численно равен заряду ядра атома в единицах элементарного заряда. Это было экспериментально подтверждено Г. Мозли (1913-14). Так удалось установить, что периодичность изменения свойств элементов зависит от атомного номера, а не от атомного веса. В результате на научной основе была определена нижняя граница системы (водород как элемент с минимальным $Z = 1$), точно оценено число элементов между

водородом и ураном, установлено, что "пробелы" в периодической системе соответствуют неизвестным элементам с $Z = 43, 61, 72, 75, 85, 87$.

Оставался, однако, неясным вопрос о точном числе редкоземельных элементов, и (что особенно важно) не были вскрыты причины периодического изменения свойств элементов в зависимости от Z . Эти причины были найдены в ходе дальнейшей разработки теории периодической системы на основе квантовых представлений о строении атома (см. далее). Физическое обоснование периодического закона и открытие явления изотонии позволили научно определить понятие "атомная масса" ("атомный вес") [4 – 5].

СТРУКТУРА СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ

Современная периодическая система химических элементов охватывает 115 химических элементов [3]. Из них элементы с $Z = 43$ (Tc), 61 (Pm), 85 (At), 87 (Fr), 93 (Np) и 94 (Pu) в природе встречаются в следовых количествах и были открыты искусственным путем, а элементы с $Z > 94$, также полученные искусственно, в природе не обнаружены [5], хотя в спектрах некоторых сверхновых звезд зарегистрированы линии, принадлежащие элементам вплоть до калифорния ($Z = 98$) [6]. Наибольшее распространение [3] получила так называемая «полудлинная» форма периодической системы (рис. 3), хотя все еще популярен «короткий» вариант таблицы (рис. 4), предложенный изначально Д. И. Менделеевым (в основном, из-за удобства использования подгрупп а и б).

Фундаментальным принципом построения периодической системы является разделение всех химических элементов на группы и периоды. В коротком варианте каждая группа подразделяется на главную (а) и побочную (б) подгруппы. В каждой подгруппе содержатся элементы, обладающие сходными химическими свойствами.

Элементы а- и б-подгрупп в каждой группе, как правило, обнаруживают между собой определенное химическое сходство, главным образом в высших степенях окисления, которые чаще всего соответствуют номеру группы. В полудлинном варианте каждая из этих подгрупп представляет собой самостоятельную группу (для VIIIb подгруппы – совокупность трех самостоятельных групп). Периодом называется совокупность элементов, начинающаяся щелочным металлом (в случае первого периода – водородом) и заканчивающаяся благородным

| Group | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | |
|--------------|----------------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| Period | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He | |
| 2 | 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne | |
| 3 | 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar | |
| 4 | 19 K | 20 Ca | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr | |
| 5 | 37 Rb | 38 Sr | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Tc | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe | |
| 6 | 55 Cs | 56 Ba | * Lu | 71 Hf | 72 Ta | 73 W | 74 Re | 75 Os | 76 Ir | 77 Pt | 78 Au | 79 Hg | 80 Tl | 81 Pb | 82 Bi | 83 Po | 84 At | 85 Rn | |
| 7 | 87 Fr | 88 Ra | ** Lr | 103 Rf | 104 Db | 105 Sg | 106 Bh | 107 Hs | 108 Mt | 109 Ds | 110 Uuu | 111 Uub | 112 Uut | 113 Uuq | 114 Uup | 115 Uuh | 116 Uus | 117 Uuo | 118 Uuo |
| *Lanthanoids | * 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | | | | | |
| **Actinoids | ** 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | | | | | |

Рис. 3. Современный «полудлинный» вариант системы элементов

Периодическая система химических элементов

| периоды | г р у п п ы э л е м е н т о в | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---------|-------------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|----------------------------|----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|----------------|----------------|----------------|---------------------------|--|
| | I | | II | | III | | IV | | V | | VI | | VII | | VIII | | IX | | | |
| | s ₁ | s ₂ | s ₂ | d ₁₀ | p ₁ | p ₂ | p ₂ | d ₂ | p ₃ | p ₃ | d ₃ | p ₄ | p ₄ | d ₄ | p ₅ | p ₅ | d ₅ | p ₆ | p ₆ | |
| 1 | H ¹ 1,0079 | (He) | | | | | | | | | | | | | | | | | He ² 4,0026 | |
| 2 | Li ³ 6,941 | Be ⁴ 9,0122 | B ⁵ 10,811 | C ⁶ 12,001 | N ⁷ 14,007 | O ⁸ 15,999 | F ⁹ 18,998 | Ne ¹⁰ 20,180 | | | | | | | | | | | | |
| 3 | Na ¹¹ 22,990 | Mg ¹² 24,305 | Al ¹³ 26,982 | Si ¹⁴ 28,086 | P ¹⁵ 30,974 | S ¹⁶ 32,065 | Cl ¹⁷ 35,453 | Ar ¹⁸ 39,948 | | | | | | | | | | | | |
| 4 | K ¹⁹ 39,098 | Ca ²⁰ 40,078 | Sc ²¹ 44,956 | Ti ²² 47,867 | V ²³ 50,942 | Cr ²⁴ 51,996 | Mn ²⁵ 54,938 | Fe ²⁶ 55,845 | Co ²⁷ 58,933 | Ni ²⁸ 58,693 | | | | | | | | | | |
| 5 | Rb ³⁷ 85,468 | Sr ³⁸ 87,62 | Y ³⁹ 88,906 | Zr ⁴⁰ 91,224 | Nb ⁴¹ 92,906 | Mo ⁴² 95,94 | Tc ⁴³ 98,906 | Ru ⁴⁴ 101,07 | Rh ⁴⁵ 102,91 | Pd ⁴⁶ 106,42 | | | | | | | | | | |
| 6 | Cs ⁵⁵ 132,91 | Ba ⁵⁶ 137,33 | Lu ⁷¹ 174,967 | Hf ⁷² 178,49 | Ta ⁷³ 180,95 | W ⁷⁴ 183,84 | Re ⁷⁵ 186,21 | Os ⁷⁶ 193,22 | Ir ⁷⁷ 192,22 | Pt ⁷⁸ 195,08 | | | | | | | | | | |
| 7 | Fr ⁸⁷ 223,02 | Ra ⁸⁸ 226,025 | Lr ¹⁰³ 260,10 | Rf ¹⁰⁴ 261,10 | Db ¹⁰⁵ 262,10 | Sg ¹⁰⁶ 263,10 | Bh ¹⁰⁷ 264,10 | Hs ¹⁰⁸ 265,10 | Mt ¹⁰⁹ 266,10 | Ds ¹¹⁰ 267,10 | | | | | | | | | | |
| 6 | лантаноиды 57-70 | La ⁵⁷ 138,91 | Ce ⁵⁸ 140,12 | Pr ⁵⁹ 140,91 | Nd ⁶⁰ 144,24 | Pm ⁶¹ 144,91 | Sm ⁶² 150,36 | Eu ⁶³ 151,96 | Gd ⁶⁴ 157,25 | Tb ⁶⁵ 158,93 | Dy ⁶⁶ 162,50 | Ho ⁶⁷ 164,93 | Er ⁶⁸ 167,26 | Tm ⁶⁹ 168,93 | Yb ⁷⁰ 173,04 | | | | | |
| 7 | актиноиды 89-102 | Ac ⁸⁹ 227,03 | Th ⁹⁰ 232,04 | Pa ⁹¹ 231,04 | U ⁹² 238,03 | Np ⁹³ 237,05 | Pu ⁹⁴ 239,05 | Am ⁹⁵ 241,06 | Cm ⁹⁶ 244,06 | Bk ⁹⁷ 247,07 | Cf ⁹⁸ 251,08 | Es ⁹⁹ 252,08 | Fm ¹⁰⁰ 257,10 | Md ¹⁰¹ 259,10 | No ¹⁰² 259,10 | | | | | |

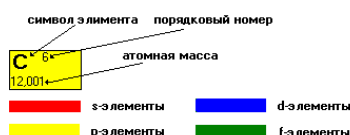


Рис. 4. Современный «короткий» вариант системы элементов

(однако долгое время He и все инертные газы объединяли в самостоятельную нулевую группу), но формально может быть отнесен и к IIa-подгруппе.

Второй период (Li – Ne) содержит 8 элементов. Он начинается щелочным металлом Li, единственная степень окисления которого равна +1. Затем идет Be – металл, степень окисления +2. Металлический характер следующего элемента B выражен слабо (степень окисления +3). Идущий за ним C – типичный неметалл, может быть как положительно, так и отрицательно четырехвалентным. Последующие N, O, F и Ne – неметаллы, причем только у N высшая степень окисления +5 соответствует номеру группы; кислород лишь в редких случаях проявляет положительные степени окисления, а для F таковые неизвестны. Завершает период инертный газ Ne.

Третий период (Na – Ar) также содержит 8 элементов, характер изменения свойств которых во многом аналогичен наблюдающемуся во втором периоде. Однако Mg, в отличие от Be, более металлический, равно как и Al по сравнению с B, хотя Al присуща амфотерность. Si – полупроводник; P, S, Cl, Ar – типичные неметаллы, но все они (кроме Ar) проявляют высшие степени окисления, равные номеру группы. Таким образом, в обоих периодах по мере увеличения Z наблюдается ослабление металлического и усиление неметаллического характера элементов. Менделеев называл элементы второго и третьего периодов («малых» по его терминологии) типическими. Существенно, что они принадлежат к числу наиболее распространенных в природе, а C, N и O являются наряду с H основными элементами органической материи (органогенами).

газом; каждый период содержит строго определенное число элементов. Периодическая система состоит из 7 периодов (седьмой пока не завершен); количество групп равно 8 в коротком варианте и 18 в полудлинном.

Специфика первого периода в том, что он содержит всего 2 элемента: H и He. Место H в системе неоднозначно: поскольку он проявляет свойства, общие со щелочными металлами и с галогенами, его помещают либо (предпочтительнее) в Ia-, либо в VIIa-подгруппу. Гелий – первый представитель VIIa-подгруппы

Все элементы первых трех периодов входят в подгруппы а.

По современной терминологии (см. далее), элементы этих периодов относятся к s-элементам (щелочные и щелочноземельные металлы), составляющим Ia- и IIa-подгруппы (в полудлинном варианте – 1 и 2 группы), и p-элементам (В – Ne, Al – Ar), входящим в IIIa – VIIa-подгруппы (13 – 18 группы в полудлинном варианте). Для элементов малых периодов с возрастанием порядковых номеров сначала наблюдается уменьшение атомных радиусов, а затем, когда число электронов в наружной оболочке атома уже значительно возрастает, их взаимное отталкивание приводит к увеличению атомных радиусов. Очередной максимум достигается в начале следующего периода на щелочном металле. Примерно такая же закономерность характерна для ионных радиусов [5].

Четвертый период (К – Kr) содержит 18 элементов (первый большой период, по Менделееву). После щелочного металла К и щелочноземельного Са (s-элементы) следует ряд из десяти так называемых переходных элементов (Sc – Zn), или d-элементов, которые входят в подгруппы б соответствующих групп (в полудлинном варианте это 3 – 12 группы). Большинство переходных элементов (все они металлы) проявляет высшие степени окисления, равные номеру группы; исключения составляют элементы подгрупп Со, Ni и Cu. Элементы, начиная с Ga и кончая Kr (p-элементы), принадлежат к подгруппам а, и характер изменения их свойств такой же, как и в соответствующих интервалах Z у элементов второго и третьего периодов. Установлено, что криптон способен образовывать химические соединения, но степень окисления +8 для него неизвестна [5].

Пятый период (Rb – Xe) построен аналогично четвертому; в нем также имеется вставка из 10 переходных d-элементов (Y – Cd). В этом периоде все элементы подгрупп а, включая Хе, проявляют высшие степени окисления, равные номеру группы, а у I отмечаются слабые металлические свойства. Таким образом, характер изменения свойств по мере увеличения Z у элементов четвертого и пятого периодов более сложен, поскольку металлические свойства сохраняются в большом интервале порядковых номеров.

Шестой период (Cs – Rn) включает 32 элемента. В нем помимо 10 d-элементов (Lu – Hg) содержится совокупность из 14 f-элементов, лантаноидов, от La до Yb, которая записывается отдельной строкой внизу таблицы. Элементы от La до Lu химически весьма сходны. At имеет более выраженный (по сравнению с I) металлический характер, а Rn реакционноспособнее своих предыдущих аналогов.

Седьмой период, начинающийся с Fr ($Z = 87$), также должен содержать 32 элемента, из которых пока известно 29 (не получены элементы с $Z = 113, 115$ и 117). Fr и Ra – элементы соответственно Ia- и IIa-подгрупп (s-элементы). Следующие 14 элементов, f-элементы (с Z от 89 до 102), составляют семейство актиноидов и записываются отдельной строкой внизу таблицы, подобно лантаноидам. В отличие от последних, актиноиды характеризуются значительным разнообразием степеней окисления [5], в связи с чем в химическом отношении ряды лантаноидов

и актиноидов обнаруживают заметные различия. Изучение химической природы элементов с $Z = 103 - 109$ показало, что эти элементы являются аналогами элементов Lu – Iг соответственно, то есть d-элементами, и должны размещаться в таблице под ними. Членами б-подгрупп должны быть и последующие элементы до $Z = 112$, а далее ($Z = 113 - 118$) появляются р-элементы (IIIа - VIIIа-подгруппы) [3].

ТЕОРИЯ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА

В основе теории периодической системы химических элементов лежит представление о специфических закономерностях построения электронных оболочек (слоев, уровней) и подоболочек (подслоев, подуровней) в атомах по мере роста заряда атомного ядра Z [1 – 2]. Последовательные электронные оболочки (слои) соответствуют значениям главного квантового числа $n = 1, 2, 3$ и т.д. Типы подоболочек (s, p, d, f, g, h, ...) в пределах слоя соответствуют значениям орбитального квантового числа $l = 0, 1, \dots, n-1$; таким образом, n -й слой состоит из n подоболочек. Каждая подоболочка состоит из орбиталей, отвечающих $2l+1$ различным целочисленным значениям магнитного квантового числа m в пределах от $-l$ до l , т.е. каждый s-подслой ($l = 1$) состоит из одной орбитали, p-подслой ($l = 2$) – из трех орбиталей, d-подслой ($l = 3$) – из пяти и так далее. Таким образом, первый слой ($n = 1$) состоит из одной s-орбитали, второй ($n = 2$) – из одной s- и трех p-орбиталей, на третьем слое ($n = 3$) появляется еще пять d-орбиталей, затем ($n = 4$) семь f-орбиталей, и т.д. Каждая орбиталь способна нести два электрона со значениями спинового квантового числа $s = +1/2$ и $s = -1/2$ соответственно. Согласно принципу Паули, любая пара электронов в атоме отличается хотя бы одним квантовым числом, поэтому емкость каждой орбитали – 2 электрона, емкость каждой подоболочки – $4l+2$ электрона, а емкость уровня – $2n^2$ электронов. Распределение электронов по подоболочкам в атоме называется его электронной конфигурацией [4 – 5].

Нильс Бор в 1913-21 гг. разработал схему построения электронных конфигураций атомов по мере возрастания Z , учитывая характер изменения свойств химических элементов в периодической системе и результаты изучения их атомных спектров. Бор выявил три существенные особенности формирования электронных конфигураций атомов: 1) заполнение электронных оболочек, отвечающих значениям главного квантового числа $n > 2$, происходит не монотонно до полной их емкости, а прерывается появлением совокупностей электронов, относящихся к оболочкам с более высокими значениями n ; 2) сходные типы электронных конфигураций атомов периодически повторяются; 3) границы периодов системы элементов (за исключением первого и второго) не совпадают с границами последовательных электронных оболочек.

Реальная схема формирования электронных конфигураций атомов по мере роста Z может быть в общем виде записана следующим образом [4]:

| | | | | | | |
|-----------|--------------|-------|-----------------|----------|--------------------|-------------|
| 1s | 2s 2p | 3s 3p | 4s 3d 4p | 5s 4d 5p | 6s 4f 5d 6p | 7s 5f 6d 7p |
| $n = 1$ | 2 2 | 3 3 | 4 3 4 | 5 4 5 | 6 4 5 6 | 7 5 6 7 |
| $l = 0$ | 0 1 | 0 1 | 0 2 1 | 0 2 1 | 0 3 2 1 | 0 3 2 1 |
| Емкость 2 | 2+6 | 2+6 | 2+10+6 | 2+10+6 | 2+14+10+6 | 2+14+10+6 |

Вертикальные блоки – периоды системы элементов. В первой строке жирным шрифтом выделены подоболочки, которыми завершается построение оболочек с данным n . В следующих строках проставлены значения главного (n) и орбитального (l) квантовых чисел, характеризующие последовательно заполняющиеся подоболочки, а затем – их емкость. Из полученной схемы легко определяются емкости последовательных периодов: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32, ... Каждый период начинается элементом, в атоме которого появляется электрон с новым значением n . Таким образом, периоды можно характеризовать как совокупности элементов, начинающиеся элементом со значением n , равным номеру периода, и $l = 0$ (ns^1 -элементы), и завершающиеся элементом с тем же n и $l = 1$ (np^6 -элементы); исключение – первый период, содержащий только $1s$ -элементы. При этом к а-подгруппам принадлежат элементы, для атомов которых n равно номеру периода, то есть происходит построение электронной оболочки с данным n (при этом $l = 0$ или 1). К б-подгруппам принадлежат элементы, в атомах которых происходит достройка оболочек, оставшихся незавершенными (в данном случае n меньше номера периода, а $l = 2$ или 3).

Приведенная схема формирования электронных конфигураций атомов описывается так называемым $(n + l)$ -правилом, сформулированным в 1951 г. В. М. Клечковским [1]. Согласно нему, построение электронных конфигураций происходит в соответствии с последовательным увеличением суммы $(n + l)$. Атомы с постоянным значением $(n + l)$ объединяются в $(n + l)$ -группы, и в пределах каждой такой группы подоболочки заполняются с ростом n и одновременным уменьшением l (см. табл. 1).

Таблица 1

Система $(n + l)$ -групп

| $(n + l)$ | $l = 4$ | $l = 3$ | $l = 2$ | $l = 1$ | $l = 0$ | Емкость $(n + l)$ -группы |
|-----------|-----------|-----------|-----------|---------|---------|---------------------------|
| 1 | – | – | – | – | $1s^2$ | 2 |
| 2 | – | – | – | – | $2s^2$ | 2 |
| 3 | – | – | – | $2p^6$ | $3s^2$ | 8 |
| 4 | – | – | – | $3p^6$ | $4s^2$ | 8 |
| 5 | – | – | $3d^{10}$ | $4p^6$ | $5s^2$ | 18 |
| 6 | – | – | $4d^{10}$ | $5p^6$ | $6s^2$ | 18 |
| 7 | – | $4f^{14}$ | $5d^{10}$ | $6p^6$ | $7s^2$ | 32 |
| 8 | – | $5f^{14}$ | $6d^{10}$ | $7p^6$ | $8s^2$ | 32 |
| 9 | $5g^{18}$ | $6f^{14}$ | $7d^{10}$ | $8p^6$ | $9s^2$ | 50 |

Эта схема, безусловно, не является безупречной, поскольку в ряде случаев четкие границы между последовательно заполняющимися подоболочками нарушаются. Кроме того, первоначально реальная схема не могла быть выведена из каких-либо фундаментальных физических представлений; такой вывод стал возможным благодаря применению квантовой механики к проблеме строения атома.

Анализ атомных спектров позволил заключить, что наряду с обширной областью значений Z и l , в пределах которой оправдывается классическое представление о доминирующей роли главного квантового числа в определении уровня энергии электрона, существует другая область, где энергетическая последовательность подоболочек точнее определяется суммой главного и орбитального квантовых чисел. Эта $(n + l)$ -область соответствует высоким значениям Z (~15 и выше), максимальным $(Z - 1)$ либо близким к нему числом экранирующих электронов и невысоким значениям l (до 4) [1]. При отклонении от указанных условий атом попадает в n -область, где энергетическая последовательность оболочек определяется преимущественно главным квантовым числом.

Однако $(n + l)$ -правило удовлетворительно работает практически для всей периодической системы, поскольку при малых Z последовательность подуровней задается одинаково как в n -, так и в $(n + l)$ области ($1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$), заряды ионов в соединениях недостаточно велики, чтобы заметно уменьшить число экранирующих электронов, а орбитальное квантовое число не достигает пяти. В то же время некоторые признаки близости n -области отчетливо проявляются в сглаживании резких скачков n (смещение некоторых электронов на d -подуровни в f -элементах), а также в понижении энергии $(n - 1)d$ -подуровней относительно ns -подуровней (аномальные конфигурации у палладия и его соседей). В первом случае влияет рост орбитального квантового числа l , во втором – повышение экранирования заполняющейся d -подоболочки. Показателен также тот факт, что квантовые расчеты электронных конфигураций первых элементов 8-го периода обнаруживают перекрывание энергий $8s, 7d, 6f$ и $5g$ -подслоев, в результате чего у многих элементов становится теоретически возможным существование нескольких электронных конфигураций [5], реализация степеней окисления выше +8 и т. д.

Типы конфигураций внешних электронных оболочек атомов определяют основные особенности химического поведения s -, p -, d - и f -элементов. Поскольку у элементов a -подгрупп происходит заполнение внешних электронных оболочек (с n , равным номеру периода), то свойства элементов заметно меняются по мере роста Z . Так, во втором периоде Li (конфигурация $2s^1$) – химически активный металл, легко теряющий валентный электрон, а Be ($2s^2$) – также металл, но менее активный. Металлический характер следующего элемента B ($2s^2 2p^1$) выражен слабо, а все последующие элементы второго периода, у которых происходит застройка $2p$ -подоболочки, являются уже неметаллами. Восьмиэлектронная конфигурация внешней электронной оболочки Ne ($2s^2 p^6$) чрезвычайно прочна, поэтому неон – инертный газ. Аналогичный

характер изменения свойств наблюдается у s- и p-элементов третьего и последующих периодов, однако ослабление прочности связи внешних электронов с ядром в а-подгруппах по мере роста Z определенным образом сказывается на их свойствах. Так, у s-элементов отмечается заметный рост химической активности, а у p-элементов – нарастание металлических свойств [5]. В VIIIа-подгруппе ослабляется устойчивость конфигурации ns^2np^6 , вследствие чего уже Kr (четвертый период) приобретает способность вступать в химические соединения. Специфика p-элементов 4-го и последующих периодов связана также с тем, что они отделены от s-элементов совокупностями элементов, в атомах которых происходит застройка предшествующих электронных оболочек.

Особый случай представляют собой элементы первого периода (H и He). Высокая химическая активность атомарного водорода объясняется легкостью отщепления единственного 1s-электрона, тогда как конфигурация атома гелия ($1s^2$) является весьма прочной, что обуславливает его химическую инертность. С одной стороны, в соответствии с электронной конфигурацией H и He следует помещать над Li и Be, но в данном случае химические свойства в значительной мере определяются не столько количеством существующих в слое электронов (1 и 2 соответственно), сколько количеством электронов, оставшихся до его завершения (1 и 0). Поэтому водород еще несколько десятилетий назад помещали над фтором, а гелий находится над неоном и в современном варианте таблицы [3].

Столь сильное отличие H и He от Li и Be соответственно в сторону увеличения неметалличности и понижения максимальной степени окисления схоже с разницей между N, O, F и P, S, Cl; между Fe, Co и Ru/Os, Rh/Ir; между Nd – Dy и U – Cf. Это явление порождается кайносимметричностью подуровней с ранее не встречавшимся значением l (греч. «кайнос» – новый, т.е. новый тип симметрии орбиталей, определяемый новым значением l) [5]. Такие подуровни (1s, 2p, 3d, 4f, ...) имеют низкую энергию из-за слабого экранирования, т.к. на кривой радиального распределения электронной плотности в их орбиталях только один максимум. Поэтому соответствующие 1s-, 2p-, 3d-, 4f-элементы гораздо менее склонны проявлять высокие степени окисления и в общем менее металличны, а их атомные и ионные радиусы по мере заполнения кайносимметричных электронных оболочек резко уменьшаются. Частный случай такого падения величины радиуса – эффект «лантаноидного сжатия», объясняющий пластичность золота, пониженную активность и жидкое состояние ртути, окислительные свойства Tl(+3), Pb(+4), Bi(+5) и Po(+6), а также отсутствие высшей степени окисления +7 у астата и неустойчивость высших фторидов радона (они при разложении последовательно отщепляют фтор с образованием RnF_2 , в отличие от фторидов ксенона, диспропорционирующих с образованием XeF_6). Аналогичную причину – заполнение кайносимметричных 3d-орбиталей – имеют низкая температура плавления галлия, повышенные окислительные свойства Ge(+4), As(+5), Se(+6) и Br(+7), чрезвычайно низкая (в сравнении с ожидаемой) устойчивость солей криптоновой кислоты H_2KrO_4 . На графиках зависимости атомных радиусов, величин энергии Гиббса образования

высших фторидов и оксидов, электродных потенциалов восстановления высших оксоанионов, потенциалов ионизации атомов и многих других свойств от номера периода в пределах группы, где проявляется эффект кайносимметричности как 3d, так и 4f-подуровней (а это группы IIIa – VIIIa), видна отчетливая периодичность, связанная с четностью номера периода. Элементы четных периодов – более сильные окислители в высших степенях окисления (если таковые вообще реализуются), они имеют меньшие атомные радиусы, в то время как элементы нечетных периодов (за исключением первого, где кайносимметрична 1s-орбиталь) отличаются в противоположную сторону [5].

У переходных d-элементов б-подгрупп достраиваются незавершенные оболочки с n , на единицу меньшим номера периода. Конфигурация внешних оболочек у них, как правило, ns^2 , поэтому все d-элементы являются металлами. Аналогичная структура внешней оболочки d-элементов в каждом периоде приводит к тому, что изменение свойств d-элементов по мере роста Z не является резким, и четкое различие обнаруживается лишь в высших степенях окисления, в которых d-элементы проявляют определенное сходство с p-элементами соответствующих а-подгрупп системы. Специфика элементов VIIIб-подгруппы объясняется тем, что их d-подоболочки близки к завершению, в связи с чем большинство из них не склонны проявлять высшие степени окисления, равные номеру группы. У элементов Ib-подгруппы (Cu, Ag, Au) d-подоболочка фактически оказывается завершенной, но еще недостаточно стабилизированной, поэтому они проявляют и более высокие степени окисления (до +3) [4 – 5].

В пределах групп d-элементы четвертого периода выделяются склонностью к более низким степеням окисления из-за кайносимметричности 3d-орбитали. Заметными окислительными свойствами обладает V(+5), а Cr(+6), Mn(+7), Fe(+6) и Co(+4) – сильные окислители [5]. У элементов 5-го периода часты случаи перехода одного или даже двух электронов с 5s- на 4d-орбиталь, поскольку эти подуровни ближе по энергии, чем аналогичные подуровни в 4-м и 6-м периодах. Действительно, в 4-м периоде еще невелико значение n , а в шестом из-за лантаноидного сжатия уменьшается экранирование 5d-электронов, что увеличивает энергетический зазор между ними и 6s-электронами. Выше это объяснялось близостью границ $(n + l)$ -области [1], но причины в обоих случаях, в сущности, одни и те же.

В атомах лантаноидов и актиноидов происходит достройка ранее незавершенных f-подоболочек с n , на 2 единицы меньшим номеру периода; конфигурация внешней оболочки сохраняется неизменной (ns^2). У лантаноидов f-электроны не оказывают существенного влияния на химические свойства и слабо задействованы в образовании химических связей (4f-орбитали кайносимметричны), потому лантаноиды проявляют преимущественно степень окисления +3, иногда +2 и +4. Следует заметить проявление так называемой внутренней периодичности [5] в ряду лантаноидов: семейство из 14 элементов разбивается на две семерки, сходные по химическим свойствам. Семь диад La-Gd, Ce-Tb, ..., Eu-Yb имеют попарно одинаковое суммарное спиновое

число, т.е. если не учитывать проход электрона на 5d-орбиталь, в первой семерке 4f-орбитали, согласно правилу Хунда, заполняются по одному электрону на орбиталь, а во второй семерке – по второму. Во второй и третьей диадах элементы проявляют степень окисления +4, а в последней и предпоследней – +2. Подобное явление внутренней периодичности среди d-элементов проявляется очень слабо, т.к. теряется на фоне более значительных изменений в свойствах, в частности, из-за расщепления энергетических уровней d-орбиталей в поле лигандов. Однако все же можно отметить характерные степени окисления +2 для Mn и элементов подгруппы Zn, +3 для Fe и подгруппы Sc, +4 для Ir и подгруппы Ti. Любопытно, что для полония характерна степень окисления +3, как для элементов подгруппы Ga [5].

Что же касается актиноидов, то в интервале $Z = 90 - 94$ энергии связи 6d- и 5f-электронов с ядром оказываются весьма близкими, что объясняет способность элементов давать соединения в широком диапазоне степеней окисления. Так, высшая степень окисления достигает +7 у Np, Pu и Am, +6 у U и Cm. В частности, из-за этого внутренняя периодичность актиноидов выражена слабо, и вторая их семерка больше походит на первую семерку лантаноидов, чем на первую семерку актиноидов. Так, по всей семерке устойчива степень окисления +3, для первых элементов Bk и Cf характерна степень окисления +4, а последние элементы семерки проявляют устойчивую степень окисления +2.

Следует заметить, что до недавнего времени к семействам f-элементов относили не La – Yb и Ac – No, а Ce – Lu и Th – Lr, в то время как d-элементами IIIб группы были La и Ac вместо Lu и Lr из-за прохода первого $(n - 2)f$ -электрона на $(n - 1)d$ -подоболочку [4]. Однако детальное исследование закономерностей изменения химических и физических свойств элементов [5 – 6] в рядах Ba – Hf и Ra – Rf [7], а также сравнительное исследование групп Sc-Y-La-Ac и Sc-Y-Lu-Lr [8] и проведение аналогий с группами B-Al-Sc-Y и B-Al-Ga-In соответственно показало, что целесообразнее, практичнее и закономернее относить к f-элементам именно семейства La – Yb и Ac – No [3]. В настоящее время вариант периодической системы со «сдвинутыми» семействами еще распространен [4], однако он постепенно вытесняется новой формой, более строгой формально и лучше описывающей реальные свойства f-элементов и d-элементов IIIб подгруппы.

Трансактиноиды лоуренсий, резерфордий и дубний по изученным химическим свойствам подобны Lu, Hf и Ta; для элементов с $Z = 106 - 109$ химическая природа также соответствует свойствам d-элементов [5]. Сто десятый и последующие элементы не имеют четко выраженной химической природы из-за высокой склонности к спонтанному делению атомных ядер, но теоретически рассчитанные электронные конфигурации позволяют относить $Z = 110 - 112$ к 6d-элементам, а $Z = 113 - 118$ – к 7p-элементам [3].

Верхняя граница периодической системы химических элементов пока неизвестна, поэтому неизвестно и конечное количество элементов, охватываемых системой. Вопрос о пределе искусственного синтеза элементов также пока не решен. Все изотопы уже известных элементов с

$Z > 103$ являются короткоживущими: период полураспада составляет не более одной минуты [6]. Однако существуют предположения, что ядра атомов гипотетических элементов с $Z = 126, 164$ и 184 будут достаточно устойчивы по отношению к спонтанному делению [4 – 5]. Это дает основания рассчитывать на осуществление синтеза таких элементов. Оценка электронных конфигураций восьмого периода (состоящего, согласно теории, из 50 элементов) предсказывает весьма сложный характер изменения химических свойств по мере роста Z , связанный с резким нарушением последовательности заполнения электронных подоболочек в атомах [3 – 4].

Таким образом, в общих чертах объяснены причины и особенности периодического изменения свойств химических элементов по мере роста Z . Это объяснение основано как на анализе реальной схемы формирования электронных конфигураций свободных атомов, так и на теоретическом обосновании основных и побочных ее закономерностей [1 – 2; 4 – 5]. Однако знание электронной конфигурации свободного атома не всегда позволяет сделать однозначный вывод о важнейших химических свойствах, которые должен проявлять соответствующий элемент. Поэтому принцип периодического (по мере возрастания Z) повторения сходных типов электронных конфигураций лежит в основе периодической системы свободных атомов. Что касается периодической системы химических элементов, то она отражает закономерное изменение свойств элементов, проявляемых ими при химических взаимодействиях. В ходе последних происходит перестройка (возможно, значительная) электронных конфигураций взаимодействующих атомов, и поэтому между свободными и связанными атомами существует определенное различие. В целом же сходство электронных конфигураций свободных атомов коррелирует с подобием химического поведения соответствующих элементов. Задача строгого количественного объяснения всей специфики проявляемых химическими элементами свойств и периодичности этих свойств оказывается чрезвычайно сложной, поэтому нельзя утверждать, что создана количественная теория системы элементов. Отдельные аспекты такой теории разрабатываются в русле современных методов квантовой химии.

ВАРИАНТЫ ИНТЕРПРЕТАЦИИ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ

За всю историю системы было предложено большое количество (нескольких сотен) вариантов графического изображения периодической системы химических элементов, преимущественно в виде таблиц [4; 9]. Известны также изображения и в виде различных геометрических фигур (пространственных и плоскостных), аналитических кривых (например, спирали) и других объектов [9]. Помимо описанных выше короткой (рис. 3) и полудлинной (рис. 4) форм таблицы, есть также длинный ее вариант. Длинную форму впервые разработал Менделеев, а в усовершенствованном виде она была предложена в 1905 г. А. Вернером [4]. Встречается длинная форма в настоящее время сравнительно часто (рис. 5) [3].

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| Group | 1 | 2 | | | | | | | | | | | | | | | | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Period | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | 2 | He | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 2 | 3 | Li | 4 | Be | | | | | | | | | | | 5 | B | 6 | C | 7 | N | 8 | O | 9 | F | 10 | Ne | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 | 11 | Na | 12 | Mg | | | | | | | | | | | 13 | Al | 14 | Si | 15 | P | 16 | S | 17 | Cl | 18 | Ar | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 4 | 19 | K | 20 | Ca | | | | | | | | | | | 21 | Sc | 22 | Ti | 23 | V | 24 | Cr | 25 | Mn | 26 | Fe | 27 | Co | 28 | Ni | 29 | Cu | 30 | Zn | 31 | Ga | 32 | Ge | 33 | As | 34 | Se | 35 | Br | 36 | Kr | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 5 | 37 | Rb | 38 | Sr | | | | | | | | | | | 39 | Y | 40 | Zr | 41 | Nb | 42 | Mo | 43 | Tc | 44 | Ru | 45 | Rh | 46 | Pd | 47 | Ag | 48 | Cd | 49 | In | 50 | Sn | 51 | Sb | 52 | Te | 53 | I | 54 | Xe | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 6 | 55 | Cs | 56 | Ba | 57 | La | 58 | Ce | 59 | Pr | 60 | Nd | 61 | Pm | 62 | Sm | 63 | Eu | 64 | Gd | 65 | Tb | 66 | Dy | 67 | Ho | 68 | Er | 69 | Tm | 70 | Yb | 71 | Lu | 72 | Hf | 73 | Ta | 74 | W | 75 | Re | 76 | Os | 77 | Ir | 78 | Pt | 79 | Au | 80 | Hg | 81 | Tl | 82 | Pb | 83 | Bi | 84 | Po | 85 | At | 86 | Rn |
| 7 | 87 | Fr | 88 | Ra | 89 | Ac | 90 | Th | 91 | Pa | 92 | U | 93 | Np | 94 | Pu | 95 | Am | 96 | Cm | 97 | Bk | 98 | Cf | 99 | Es | 100 | Fm | 101 | Md | 102 | No | 103 | Lr | 104 | Rf | 105 | Db | 106 | Sg | 107 | Bh | 108 | Hs | 109 | Mt | 110 | Ds | 111 | Uuu | 112 | Uub | 113 | Uut | 114 | Uuq | 115 | Uup | 116 | Uuh | 117 | Uus | 118 | Uuo |

Рис. 5. Современная «длинная» форма системы элементов

The diagram shows a staircase periodic table with the following structure:

- Shell 1 (ns):** 1 H, He
- Shell 2 (np):** 2 Li, Be, B, C, N, O, F, Ne
- Shell 3 (np):** 3 Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar
- Shell 4 ((n-1)d):** 4 K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr
- Shell 5 ((n-1)d):** 5 Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe
- Shell 6 ((n-2)f):** 6 Cs, Ba, La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn
- Shell 7 ((n-2)f):** 7 Fr, Ra, Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117, 118

Diagonal lines separate the shells, and vertical lines within each shell indicate chemical analogies.

Рис. 6. Современный вариант лестничной периодической системы. Линиями отмечены химические аналогии

The diagram shows a staircase periodic table illustrating the $(n+l)$ rule. The elements are arranged in steps, with lines indicating the order of filling. The steps are labeled with their $(n+l)$ values:

- Step 1: 1 H, He
- Step 2: 2 Li, Be
- Step 3: 3 Na, Mg
- Step 4: 4 K, Ca
- Step 5: 5 Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn
- Step 6: 6 Ga, Ge, As, Se, Br, Kr
- Step 7: 7 Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd
- Step 8: 8 In, Sn, Sb, Te, I, Xe
- Step 9: 9 Cs, Ba, La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra
- Step 10: 10 Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117, 118, 119, 120

Рис. 7. Вариант таблицы, наглядно демонстрирующий $(n+l)$ -правило заполнения электронных подоболочек.

Так называемая лестничная форма предложена английским ученым Т. Бейли (1882) и датским ученым Ю. Томсенем (1895), а впоследствии усовершенствована Н. Бором (1921). Современный вариант лестничной формы системы элементов изображен на рис. 6.

Наглядно отображает вышеописанное $(n+l)$ -правило (см. табл. 1) вариант таблицы в исполнении Альберта Тарантолы (рис. 7). В нем каждый «период» представляет собой $(n+l)$ -группу и начинается элементом с максимальной l , а заканчивается элементом с конфигурацией

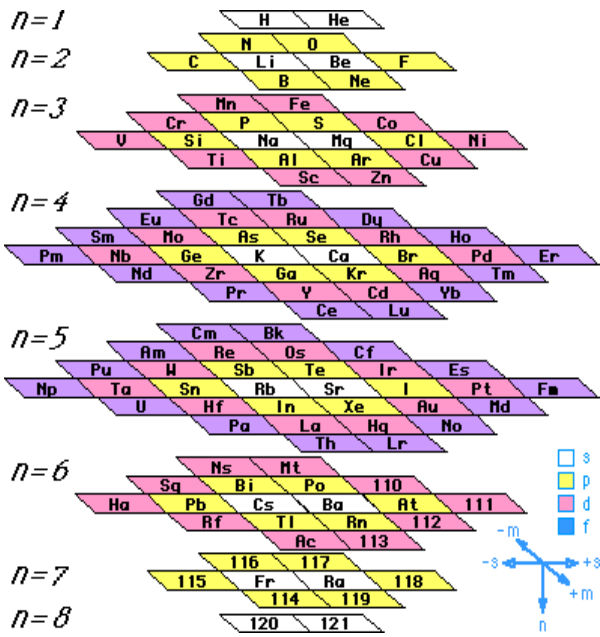


Рис. 8. Квантовомеханическая интерпретация периодической системы

ns^2 , т.е. гелием, магнием или щелочноземельным металлом. Верхний край такой таблицы приближается к параболе, т.к. каждый «период» расположен в одну строку без пробелов, все они выровнены по правому краю, а количество элементов в «периоде» – $(n + l)$ -группе – возрастает примерно пропорционально квадрату половины номера $(n + l)$ -группы.

Весьма оригинальна так называемая квантовомеханическая форма периодической системы (рис. 8). В ней элементы расположены в трехмерном пространстве в системе координат n (главное квантовое число), s (суммарное спиновое квантовое число) и m (магнитное квантовое число).

Таким образом, элементы расположены в несколько слоев, соответствующих электронным слоям в атомах, и в каждом слое от центра наружу последовательно расположены замкнутые ряды s-, p-, d-, f-элементов. Очень эффектно выглядит последовательное заполнение такой трехмерной системы элементами с возрастанием Z во времени.

Стоит также упомянуть версии периодической системы, исполненные в форме спирали с ответвлениями (рис. 9). В пределе (если бы в системе было бесконечно много элементов, и все они подчинялись бы $(n + l)$ -правилу) такая спираль образует фрактал, как наглядно демонстрирует рис. 10, поэтому иногда такую форму системы элементов называют фрактальной.

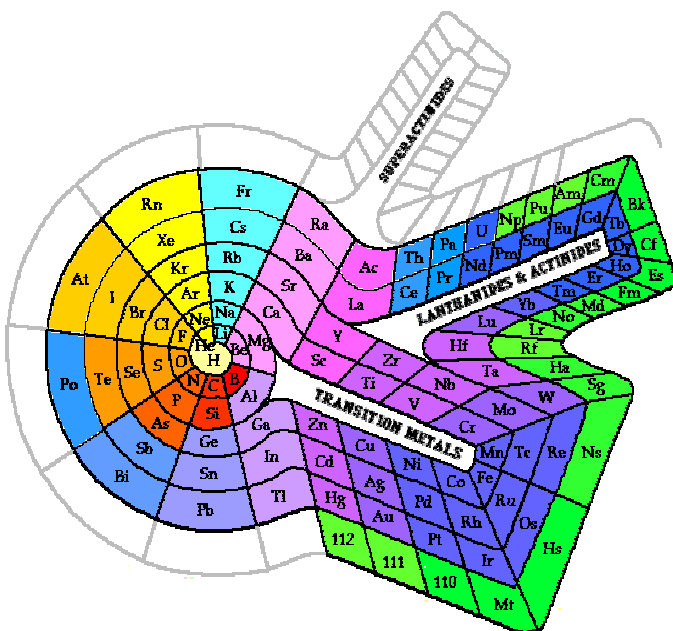


Рис. 9. Спиральная форма периодической системы в интерпретации Теодора Бенфи

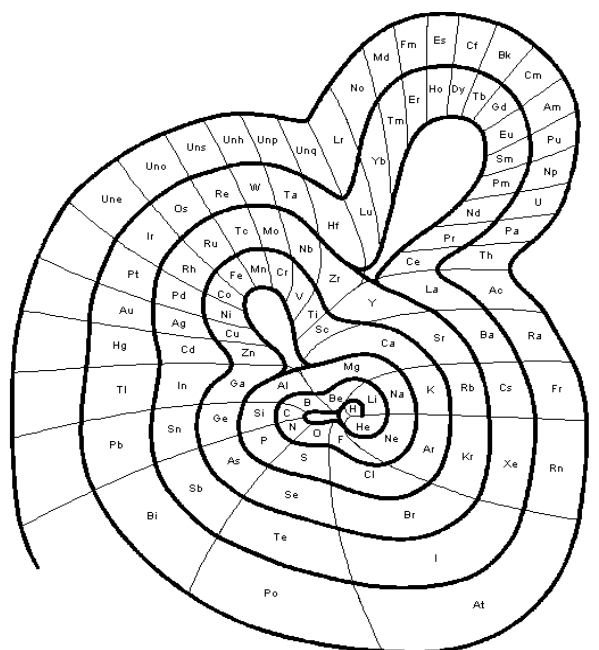


Рис. 10. Фрактальная система элементов

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева сыграла и продолжает играть огромную роль в развитии естествознания. Она явилась важнейшим достижением атомно-молекулярного учения, позволила дать современное определение понятия "химический элемент" и уточнить понятия о простых веществах и соединениях. Закономерности, вскрытые периодической системой, оказали существенное влияние на разработку теории строения атомов, способствовали объяснению явления изотонии. С системой элементов связана строго научная постановка проблемы прогнозирования в химии, что проявилось как в предсказании существования неизвестных элементов и их свойств, так и в предсказании новых особенностей химического поведения уже открытых элементов.

Периодическая система – фундамент химии, в первую очередь неорганической; она существенно помогает решению задач синтеза веществ с заранее заданными свойствами, разработке новых материалов, в частности полупроводниковых, подбору специфических катализаторов для различных химических процессов и т.д.; она является научной основой преподавания химии. Некоторые сдвиги, которые произошли к настоящему времени в понимании тонких закономерностей периодической системы и позволили разрешить определенные противоречия в ее теории, открывают в какой-то мере перспективы дальнейшего развития системы. Нет никакого сомнения, что и впредь периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева будут служить основой на все более и более глубоких уровнях познания природы.

СПИСОК ИСТОЧНИКОВ:

1. *Клечковский В. М.* Распределение атомных электронов и правило последовательного заполнения $(n + l)$ -групп. – М.: Атомиздат, **1968**.
2. *Трифонов Д.Н.* Структура и границы периодической системы. – М.: Атомиздат, **1969**.
3. *Winter M.* WebElements Periodic table. URL: <http://www.webelements.com/>
4. *Химическая энциклопедия*: В 5 т.: т. 3. – М.: БРЭ, **1999**. С. 482 – 486.
5. *Угай Я.А.* Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, **1998**.
6. *Физические величины*: Справочник. – М.: Энергоатомиздат, **1991**.
7. *Кульша А.В.* f-Элементы в периодической системе Д. И. Менделеева // *Хімія: проблеми викладання* **1999**, №5, С. 102 – 109.
8. *Jensen W.B.* The Positions of Lanthanum (Actinium) and Lutetium (Lawrencium) in the Periodic Table // *Journal of Chemical Education* **1982**, Vol. 59, N 8, P. 634 – 636.
9. *Heilman C.* The Pictorial Periodic Table. URL: <http://chemlab.pc.maricopa.edu/periodic/periodic.html>