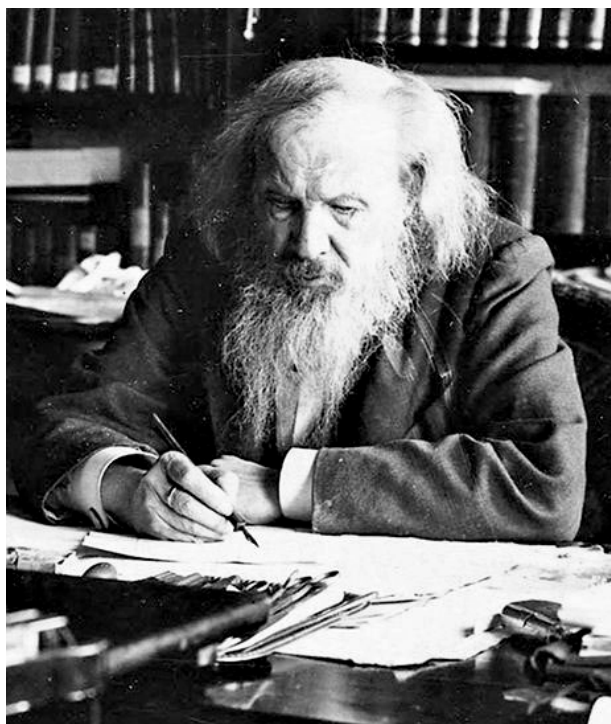


**ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА
(К 150-летию периодического закона)**

Фаращук Н.Ф., Бабков А.В.

MENDELEEV'S PERIODIC TABLE OF ELEMENTS
(For sesquicentennial of Periodic Law)

Farashchuk N.F., Babkov A.V.



Дмитрий Иванович Менделеев
(1834-1907)

В конце прошлого года Генеральной ассамблеей ООН 2019 г. провозглашен Международным годом Периодической таблицы химических элементов. Это событие посвящено 150-летию открытия периодического закона и первой публикации периодической таблицы химических элементов Д.И. Менделеевым, который внес, без преувеличения, неоценимый вклад в дальнейшее развитие химии. Периодический закон химических элементов и по сей день не теряет актуальности и значения для развития науки. Последнее десятилетие ознаменовалось открытием ряда химических элементов, завершающих седьмой период таблицы. Это достаточно убедительные основания, чтобы еще раз обозреть историю открытия и последующего развития периодического закона и периодической таблицы химических элементов Д.И. Менделеева.

К истории открытия

На протяжении XIX в. были достигнуты большие успехи в химии, которая лишь в предшествующем веке окончательно поднялась над алхимией. В 1860 г. состоялся международный химический конгресс в Карлсруэ, подведший итоги становления химии как науки. Постоянно открывались новые химические элементы. К началу XIX в. их было известно 32, а к 1869 г. – году открытия периодического закона – 63, т.е. на протяжении 69 лет XIX в. число известных элементов почти удвоилось. В этот период перспективы дальнейшего открытия

элементов были совершенно не ясны. Только теперь мы знаем, что их числу предстояло еще раз почти удвоиться до 118 элементов на конец 2016 г.

Ко времени открытия периодического закона элементы первых трех периодов были известны все, кроме благородных газов гелия, неона и аргона. В четвертом периоде не хватало рассеянных элементов скандия, галлия, германия и газа криптона, а в пятом – технеция и ксенона. В шестом периоде не были известны гафний, рений и неустойчивые элементы конца периода полоний, астат и радон. Среди лантаноидов были известны только лантан, церий, эрбий и дидим, оказавшийся впоследствии смесью четырех лантаноидов. Из 32 элементов последнего седьмого периода были известны только торий и уран.

В этот период вопросы взаимосвязей между элементами и их классификации не просто интересовали химиков, но и были очень актуальны практически. Химия представлялась крайне сложной областью науки, имеющей много фактов и мало обобщений. Поэтому трудным делом было как изучение, так и научные исследования в химии. Видимо, уже тогда слово «химия» могло стать синонимом чего-то запутанного и мало доступного пониманию.

Наличие сходства между разными элементами было очевидно. Например, галогены хлор, бром и йод химически активны, соединяются с металлами и неметаллами, образуя одну химическую связь, имеют запах и окраску, хорошо растворяются в органических жидкостях. Среди металлов хороший пример представляют похожие один на другой кальций, стронций и барий. Они химически активны, быстро реагируют с водой, выделяя водород, тускнеют на воздухе, каждый из них присоединяет два атома любого из галогенов. Еще ряд примеров подобного сходства между элементами привели немецкого химика И. Дёберейнера к идее группировки химических элементов в «триады» (1829). Эта идея была довольно плодотворна, но не все элементы вписывались в триады. Находились и более обширные группы сходных элементов (O, S, Se, Te и N, P, As, Sb, Bi).

Английский химик Дж. Ньюлендс, работавший в промышленности, заметил (1865) наличие сходства в свойствах каждого восьмого элемента при расположении их в порядке увеличения атомных весов (масс), например:

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	Ca...
1	2	3	4	5	6	7	8(1)	2	3	4	5	6	7	8(1)	2	3...

Элементы с одинаковым номером в октаве (восьмерке элементов) являются аналогами. Это было первым обнаружением периодичности в свойствах элементов. Ньюлендс назвал обнаруженную закономерность законом октав. В группировке элементов по октавам Ньюлендс допустил немало произвола, но все же его октавы внесли идею периодичности свойств элементов. Использование Ньюлендсом музыкального термина октава, по-видимому, помешало химикам Королевского Общества оценить его идею. Профессором Дж. Фостером был даже задан вопрос, не пробовал ли автор расположить химические элементы по алфавиту? Но через 17 лет Ньюлендсу все же была присуждена медаль Дэви Английского Королевского Общества за открытие периодичности.

До Д.И. Менделеева наибольшего успеха в построении системы элементов достиг немецкий химик Лотар Мейер (1830-1895). В своей книге [10] он поместил таблицу элементов, расположенных в порядке возрастания атомных весов, и разделенных на 6 столбцов по валентности (табл. 1).

В таблице Мейер поместил 44 элемента из 63, известных к тому времени. В ней нет водорода, группа бора вообще отсутствует. Следует обратить внимание на точки на месте неизвестных элементов под кремнием, теллуром и йодом. Фактически, эта далекая от совершенства таблица могла явиться для Мейера, и не только для него, средством предсказания неизвестных химических элементов и их свойств. Прояви этот крупный ученый необходимую интуицию, воображение и смелость, и честь создания периодической таблицы элементов и открытия периодического закона могла бы достаться ему.

Ученый, обладавший такими дарованиями, уже был в России – Д.И. Менделеев. Пятью годами позднее Мейера, 1 марта 1869 г. он опубликовал периодическую таблицу (табл. 2) [5], более логичную и полную, чем таблица Мейера.

Первая таблица Менделеева включает все известные элементы, но она еще не окончательна. Не найдены правильные места для ртути, золота, таллия и свинца. Необычна разбивка элементов на периоды. Не вписывались в таблицу индий, иттрий и уран с ошибочными атомными весами. Но Менделеев понял, что таблица отражает реальный закон периодичности в свойствах элементов, и дал формулировку закона: Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса¹.

¹ В современной формулировке атомный вес заменен на заряд ядра атома элемента.

Таблица 1. Таблица элементов Л. Мейера (1864 г.)

Валентность	4	3	2	1	1	2
Элемент					Li	Be
Вес					7,03	(9,03)
Элемент	C	N	O	F	Na	Mg
Вес	12,0	14,4	16,00	19,0	23,5	24,0
Элемент	Si	P	S	Cl	K	Ca
Вес	28,5	31,0	32,0	35,46	39,13	40,0
Элемент		As	Se	Br	Rb	Sr
Вес		45,6	78,8	79,97	85,4	87,0
Элемент	Sn	Sb	Te	J	Cs	
Вес	117,6	120,6	128,3	126,8	133,0	
Элемент	Pb	Bi			Tl	Ba
Вес	207,0	208,0			(204,0?)	137,1
Элемент	Mn	Ni	Co	Zn	Cu	
Вес	55,1	58,7	58,7	65,0	63,5	
Элемент	Fe					
Вес	56,0					
Элемент	Ru	Rh	Pd	Cd	Ag	
Вес	104,3	104,3	106,0	111,9	107,94	
Элемент	Pt	Ir	Os	Hg	Au	
Вес	197,1	197,1	199,0	200,2	196,7	

Продолжая развивать новые идеи, Менделеев в 1870-1871 гг. публикует обширные статьи о периодичности. Особенно значимым результатом его напряженной работы было подробное предсказание свойств неизвестных элементов, обнаружившихся в структуре таблицы. Для доказательства закона периодичности Менделеев предложил научный метод прогноза свойств неизвестных химических элементов, и предсказал свойства элементов с атомными весами 45 (экабор, будущий скандий), 68 (экаалюминий, будущий галлий), и 70 (экасилиций, будущий германий) [6]. Это был гениальный шаг в науке. Прогнозы подтвердились открытием новых элементов, и этим утвердилось слава Менделеева как первооткрывателя закона, а сам закон получил безусловное, и даже восторженное признание.

Мейер, упустивший открытие, пытался отстаивать свой приоритет. Он работал над улучшением таблицы, но дальше этого не шел. За Мейером в качестве главной заслуги в области периодичности осталось обнаружение периодической зависимости атомного объема простого вещества² от атомного веса.

Таблица 2. Таблица Менделеева, 1 марта 1869 г.

H = 1				Ti = 50	Zr = 90	? = 180
				V = 51	Nb = 94	Ta = 182
				Cr = 52	Mo = 96	W = 186
				Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
				Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
				Ni=Co = 59	Pl = 106,6	Os = 199
				Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
				Zn = 65	Cd = 112	
				? = 68	Ur = 116	Au = 197
				? = 70	Sn = 118	
Li = 7		Be = 9,4	Mg = 24	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
		B = 9,4	Al = 27,4	Se = 79,4	Te = 128?	
		C = 12	Si = 28	Br = 80	J = 127	
		N = 14	P = 31	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		O = 16	S = 32	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		F = 19	Cl = 35,5	Ce = 92		
		Na = 23	K = 39	La = 94		
			Ca = 40	Di = 95		
			? = 45	Th = 118?		
			?Er = 56			
			?Yt = 60			
			?In = 75,6			

Примечание. Позднее были изменены символы некоторых элементов: Pl→Pd; Ur→U; J→I; Yt→Y; Di – элемент мнимый

² Атомный объем – это отношение атомной массы к плотности простого вещества.

Менделеев продолжал работу по устранению вопросов, касающихся расположения элементов в таблице. Некоторые исправления были внесены Менделеевым на основе собственных экспериментов (определение теплоемкости церия).

Работа наталкивалась на трудности, связанные с неточным определением атомных весов многих элементов. Ошибки могли быть связаны с несовершенством химико-аналитических методов, наличием примесей в веществах и с принятым неправильным значением валентности элемента. Возьмем для примера атомные веса (массы) в триаде осмия, иридия и платины:

	Os	Ir	Pt
1870 г.	199	198	197
2017 г.	190,23	192,217	195,084

Менделеев, считая, что атомные веса будут уточнены, поменял местами осмий и платину, учитывая сходство в вертикальных триадах Fe-Ru-Os и Ni-Pd-Pt, и оказался прав.

В случае принятого ошибочного значения валентности, вычисленная атомная масса отличается от истинной в несколько раз. Такие решительные изменения атомного веса сделаны для церия, иттрия, индия и урана. Для последнего принятый атомный вес 116 преобразовался в 240. Уран стал последним и самым тяжелым элементом в тогдашней таблице. По мере уточнения, все отклонения от последовательного возрастания атомных весов были устранены, за исключением пар Co-Ni и Te-I. Эта неясность в таблице была объяснена с созданием теории атомного ядра и открытием изотопов.

После статей Менделеева, опубликованных в 1870-1871 гг. в науке наступил несколько затянувшийся период молчания по поводу периодического закона. Требовалось подтверждение периодического закона, и оно состоялось в результате открытия в горных породах трех предсказанных химических элементов. Первым оказался экаалюминий. Французский химик П. Лекок де Буабодран в 1875 г. опубликовал в Докладах Парижской Академии сообщение об открытии нового элемента, названного галлием, и о важнейших его свойствах. Прочитав это сообщение и увидев, что свойства галлия практически совпадают со свойствами предсказанного им экаалюминия, Менделеев написал письмо своему французскому коллеге, и тот признал, что обнаружившееся совпадение предсказания с реальными свойствами элемента рассеивает все сомнения в справедливости предложенной системы элементов. Это было началом признания периодического закона. Затем Л. Нильсоном (1879) и К. Винклером (1886) были открыты ещё два элемента, получившие названия скандий и германий. Их свойства совпали с предсказанными Менделеевым экабором и экасилицием. Сопоставим прогнозируемые Менделеевым свойства экасилиция и определенные практически свойства германия (табл. 3).

Таблица 3. Предсказанные свойства экасилиция и свойства германия

Экасилиций, Es	Германий (современные данные)
Атомный вес 72	Атомная масса 72,64
Темносерый, тугоплавкий	Светлосерый, $t_{пл}$ 938°C
Удельный вес 5,5	Плотность 5,32 г·см ⁻³
Валентность 4	Валентность 4 и 2
Удельный вес оксида EsO ₂ 4,7	Плотность GeO ₂ 4,25 г·см ⁻³
$t_{кип}$ EsCl ₄ ниже 100°C	$t_{кип}$ GeCl ₄ 86,55°C
Удельный вес EsCl ₄ 1,9	Плотность GeCl ₄ 1,88 г·см ⁻³
Образует Ge(C ₂ H ₅) ₄	$t_{кип}$ Ge(C ₂ H ₅) ₄ 164,5°C
$t_{кип}$ 160°C, удельный вес 0,96	Плотность Ge(C ₂ H ₅) ₄ 1,199 г·см ⁻³

Очевидно, что в большинстве пунктов совпадение прогноза с экспериментом очень хорошее. Германий и есть экасилиций. После этих открытий периодический закон Менделеева был безоговорочно признан химическим сообществом. Периодический закон стал и остается основным законом химии.

Ещё раз отметим, что первая таблица Менделеева была опубликована в 1869 г., а прогнозы свойств не открытых элементов в 1871 г. Еще раньше была опубликована таблица Мейера. Любой химик мог выступить с аналогичными прогнозами на основе этих таблиц на протяжении 6 лет с 1885 по 1870 г. Однако, никто не заметил возможностей, скрытых в таблицах, и предсказаний не сделал. Материал, ведущий к такому открытию, пролежал 6 лет, не привлекая внимания химиков!

Совершенно очевидно, что Менделеев как химик и мыслитель действительно стоял выше современных ему химиков, и его успех закономерен.

Заполнение периодической таблицы недостающими элементами

Формулировка периодического закона, данная Д.И. Менделеевым сохранила свой принципиальный смысл и даже словесное выражение до настоящего времени. В то же время содержание и форма таблицы Менделеева продолжали постоянно изменяться по мере открытия новых химических элементов и прогресса химии и физики, явившейся ключом к раскрытию причины периодичности, и давшей методы получения не существующих в природе (на Земле) химических элементов.

В 1871 г. Менделеев опубликовал короткопериодную форму таблицы, в которой все известные элементы, кроме эрбия заняли свои естественные позиции [4]. Имелись строчки (периоды, ряды) и колонки (группы) элементов. Информация об элементе состояла из его символа и атомного веса, разделенных знаком равенства. Позднее, в статье для энциклопедии в 1904 г. Менделеев дает таблицу [7] с клетками для каждого элемента.

После открытия трех предсказанных Менделеевым элементов, в XIX в. были открыты все элементы семейства лантана (редкоземельные элементы), кроме прометия и лютеция. Из-за неясности с размещением, редкоземельные элементы не спешили включать в таблицу. Австрийский (чешский) химик Б. Браунер в 1902 г. предложил размещать их в одной клетке после лантана как особую интерпериодическую группу.

В 1895-1898 гг. в атмосфере были открыты благородные газы аргон, неон, криптон и ксенон, а в урановых минералах открыто присутствие гелия. Эти элементы не были первоначально предсказаны на основе периодического закона. Однако, после открытия аргона и гелия было предположено, что аналогичные им элементы должны находиться в каждом периоде таблицы, что и помогло открытию неона, криптона и ксенона. Открытие совершенно новой группы элементов не подорвало доверия к таблице, а наоборот, укрепило его. Казалось вполне логичным, что переход от галогена в 7-й группе к активному щелочному металлу в первой группе происходит не с головокружительным скачком, а через находящийся между ними химически недействительный элемент – благородный газ. Отсутствие химической активности благородных газов ассоциировалось с нулевой валентностью. Поэтому для новых элементов создали нулевую группу, и поместили ее в таблице слева перед щелочными металлами. В результате этого, гелий оказался во втором периоде, а водород остался в одиночестве в первом периоде. Этот не очень удачный вариант таблицы был позднее исправлен переносом всей нулевой группы в концы периодов. Гелий перешел в 1-й период, неон во 2-й и т.д. Еще позднее нулевую группу включили в восьмую (после 1960 г.), и, наконец, по нумерации ИЮПАК она стала восемнадцатой.

Неожиданное открытие целой новой группы элементов, закономерно вписавшейся в периодическую таблицу, создало возможность для Менделеева стать номинантом на присуждение Нобелевской премии [2]. Его поддерживали видные ученые в Швеции и в др. странах. Присуждение премии могло состояться в 1907 г., но в феврале этого года Менделеев умер.

В те же годы конца XIX в. А. Беккерелем было открыто явление радиоактивности. Изучая радиоактивность урана, выдающаяся французская ученый Мария Кюри в 1898 г. выделила из природного урана продукты его распада радиоактивные полоний и радий. В следующем году А. Дебьерном был открыт актиний. Открытие радиоактивных элементов имело огромные последствия, в том числе и для обнаружения новых химических элементов.

Дальнейшее пополнение и совершенствование периодической таблицы опиралось на достижения физики в области исследования микромира. Последние годы XIX в. и начало XX отмечены великими открытиями в физике атома и природе излучения. Менее чем за 30 лет была доказана атомная структура вещества; раскрыта структура атома и его ядра, определены границы периодической системы элементов.

Атом оказался сложной частицей, образованной, как думали сначала, электронами и протонами. Первыми были открыты электроны в 1897 г. Дж. Томсоном; потом атомное ядро Э. Резерфордом в 1911 г. Резерфорд открыл протон как составную часть ядра. Выяснилось также, что масса ядра больше, чем масса протонов, придающих ему положительный заряд. Правильное объяснение этого было найдено значительно позднее с открытием незаряженных частиц нейтронов (Чедвик, 1932). Одновременно стало понятным и явление изотопии, т.е. существование атомов одного химического элемента, имеющих разную массу. В ядрах атомов-изотопов разное число нейтронов. У элемента, имеющего несколько природных изотопов, определяемая практически атомная масса имеет среднее значение, зависящее от массы и доли отдельных изотопов. Этим объясняются случаи нарушения в последовательном возрастании атомных масс. В паре элементов Co-Ni у

кобальта в природе один изотоп с точным значением массы 58,92. У никеля 5 изотопов, из которых только один легче кобальта, но на него приходится наибольшая доля 68%. В результате, средняя атомная масса никеля 58,69 меньше, чем у кобальта. Аналогичная ситуация и в паре Te-I.

В развитии учения о химических элементах важную роль сыграло изучение рентгеновских спектров атомов. Как установил молодой английский ученый Г. Мозли (1913), длина волны λ характеристических линий излучения в рентгеновских спектрах зависит от природы атома, причем найдена линейная зависимость функции $1/\sqrt{\lambda}$ от порядкового номера элемента в таблице. Порядковый номер приобрел физический смысл. Сопоставление ряда известных фактов привело к выводу, что порядковый номер равен положительному заряду ядра и числу электронов, образующих с ядром нейтральный атом. В настоящее время порядковый номер называют атомным номером. Открытие, сделанное Мозли, позволило определить заряды ядер всех элементов, обнаружить наличие пропусков, соответствующих номерам еще неизвестных элементов, установить число элементов в каждом периоде и в семействе лантаноидов.

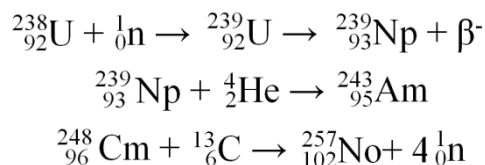
Неизвестным и несуществующим в природе оказался элемент №43 между молибденом и рутением. В 1937 г. его удалось обнаружить по излучению образца молибдена, облученного интенсивным потоком нейтронов. Атомы молибдена, поглотившие нейтроны, претерпевали β -распад, превращаясь в атомы элемента-43. Этот радиоактивный элемент был назван технецием, что подчеркивает его искусственное получение.

В свободных клетках таблицы могли оказаться как радиоактивные, так и устойчивые, но очень редкие элементы. Таковыми оказались элементы 6-го периода №72 (аналог титана и циркония) и №75 (аналог марганца и еще не известного технеция). Элемент-72 открыт в 1923 г. Костером и Хевеши в циркониевых рудах и назван гафнием. Элемент-75 был открыт в 1926 г. Ноддаком и Такке, и назван рением. Это последний по времени открытия устойчивый химический элемент. Последним радиоактивным элементом в окружении устойчивых оказался прометий №61, открытый в 1945 г. среди осколков распада урана в ядерных реакторах.

Радиохимическими методами были открыты радон (1911), протактиний (1918), франций (1939) и астат (1940) [8]. Таким образом, были заполнены все пустые клетки в таблице Менделеева до урана. В СССР, в изданиях до 1950 г. в таблице Менделеева были помещены только радиоактивные элементы, открытые ранее 1937 г.

Существовал вполне понятный вопрос – каковы верхняя и нижняя границы периодической таблицы? До открытия сложной структуры атома допускалась возможность существования элементов более легких, чем водород. Когда обнаружилось, что у водорода атомный номер равен единице, поиск более легких элементов стал бессмысленным. Но позднее некоторыми учеными высказывалась идея о том, что химическим элементом следует считать нейтрон с атомным номером 0 (проф. Г.С. Воздвиженский, 1948 г.). Возражение против этого состояло в том, что химический элемент должен образовывать вещество. Нейтрон же неустойчив и вещества не образует. Однако, открытие звезд, состоящих из нейтронов, дает аргумент в пользу нейтрона как химического элемента. Вопрос остается открытым.

Нижняя граница таблицы Менделеева пока не может быть точно определена, т.к. зависит от возможности получения и идентификации неустойчивых тяжелых атомных ядер. Элементы, следующие, за ураном называют трансурановыми. Они получаются в результате захвата нейтронов и α -частиц (ядер гелия) тяжелыми ядрами, а также в результате воздействия ускоренных ядер легких элементов на ядра тяжелых элементов. Примеры:



В направлении от урана к более тяжелым элементам периоды полураспада быстро уменьшаются. Их ядра, состоящие из большого числа протонов и нейтронов, приближающегося к 300, становятся все менее устойчивы. Тяжелые атомы трудно накопить в большом количестве и трудно осуществлять исследование при их быстром распаде. Последним элементом, который удалось получить в граммовом количестве, является кюрий (№ 96). Следующий за ним берклий получен в количестве порядка $\sim 10^{-6}$ мг.

У последнего элемента 7-го периода оганесона период полураспада удручающе мал – менее 0,1 мс. Вероятно, будут зарегистрированы и более тяжелые атомы, но пока мы отмечаем завершение седьмого периода.

Трансурановые элементы названы в честь земель и городов, где находятся исследовательские ядерные центры, а также в честь ученых, сделавших выдающиеся научные открытия или участвовавших в получении новых элементов:

- М. Кюри и П. Кюри – №96 кюриий, 1898 г.
 А. Эйнштейн – №99 эйнштейний, 1952 г.
 Э. Ферми – №100 фермий, 1952 г.
Д.И. Менделеев – №101 менделевий, 1955 г.
 А. Нобель – №102 нобелий, 1958 г.
 Э. Лоуренс – №103 лоуренсий, 1961 г.
 Э. Резерфорд – №104 резерфордий, 1969 г.
 Г. Сиборг – №106 сиборгий, 1974 г.
 Н. Бор – №107 борий, 1981 г.
 Л. Мейтнер – №109 мейтнерий, 1992 г.
 В. Рентген – №111 рентгений, 2004 г.
 Н. Коперник – №112 коперниций, 2009 г.
 Г.Н. Флёров – №114 флеровий, 2012 г.
 Ю.Ц. Оганесян – №118 оганесон, 2016 г.

Физическая основа периодичности

Все химические элементы выстраиваются в ряд по увеличению заряда ядра (атомного номера) от единицы до 118. Этот ряд естественно расчленяется на отрезки разной длины, начинающиеся активным одновалентным металлом (только №1 – неметалл водород), и заканчивающиеся благородным газом. Эти отрезки, как известно, называются периодами. Причина периодичности обнаружилась в особом характере движения и изменения энергии электронов, образующих электронную оболочку атомного ядра.

Для объяснения устойчивого движения электронов в атомах понадобилось создание квантовой теории, основы которой заложили М. Планк (1858-1947) и Н. Бор. Квантовая теория сначала была успешно применена к атому водорода, а потом с некоторыми дополнениями и ко всем другим атомам. Оказалось, что устойчивые (стационарные) орбиты электронов должны удовлетворять условиям квантования энергии – электрон на каждой орбите (орбитали) имеет определенную энергию.

Все электроны атома должны находиться в разных состояниях, и в порядке повышения заполнять орбитали с разными энергетическими и пространственными характеристиками. На орбитали может находиться один или два электрона. Орбитали группируются в т.н. подуровни *s* (одна орбиталь), *p* (три орбитали), *d* (пять орбиталей) и *f* (семь орбиталей). Подуровни объединяются в энергетические уровни, обозначаемые цифрами 1, 2, 3 и т.д. Принадлежность подуровня к определенному уровню задается цифрой. Например, 3*p* – это *p*-подуровень третьего уровня. По виду заполняющегося подуровня химические элементы группируются в *s*-, *p*-, *d*- и *f*-блоки. Порядок возрастания энергии подуровней представлен на рисунке.

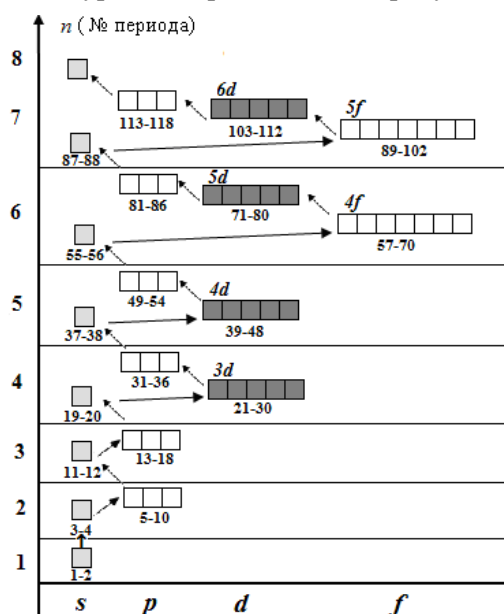


Рис. Порядок возрастания энергии подуровней

Подуровни изображены в виде прямоугольников с разным числом клеток-орбиталей. Под фигурами вставлены атомные номера элементов, у которых данный подуровень является самым высоким по энергии, т.е. внешним; у этих элементов идет его заполнение электронами. Это стандартная последовательность, полностью соответствующая периодической системе элементов. Цифры по вертикальной оси диаграммы обозначают номера периодов. Номера *d*- и *f*-подуровней не совпадают с номером периода; их обозначения вписаны над левым углом фигуры. У отдельных элементов возможны отклонения от стандартной последовательности, но в периодической таблице они не учитываются.

При сопоставлении рисунка с таблицей Менделеева (табл. 4) оказывается, что атомные номера в фигурах с одинаковым фоном соответствуют элементам в блоках таблицы с таким же фоном. В последовательных группах таблицы слева направо добавляется по одному электрону, и в каждой группе элементы имеют одинаковое число внешних (валентных) электронов. В этом и кроется причина появления химически сходных элементов по мере перехода от периода к периоду.

Таблица 4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева (блоковый вариант)

Номера групп по IUPAC																				
	1	2		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Обозначения групп традиционные																				
	IA	IIA		IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII			IB	IIIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
	s-блок		f- блок	d- блок										p- блок						
1	1 H	(He)																	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	* Ln	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	** An	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	

f-блок элементов – лантаноиды (Ln) и актиноиды (An)

*Ln	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
**An	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

Мысленно пройдем по последовательности химических элементов. Следом за №1 водородом идет гелий. Энергетический уровень $n=1$ у гелия заполнен, и с лития начинается второй период. Электрон появляется на подуровне $2s$; у бериллия на этом же подуровне добавляется второй электрон. После этого у бора начинается заполнение подуровня $2p$. У следующих за ним элементов подуровень $2p$ заполняется до шести электронов: №10 Ne – $1s^2 2s^2 2p^6$. Неон – это благородный газ, подобный гелию. Второй период завершен, и с натрия, похожего на литий, начинается третий период. В нем тоже 8 элементов. Очевидна периодичность изменения свойств. Четвертый период удлинён до 18 элементов, т.к. после подуровня $4s$ ближайшим по энергии оказывается подуровень $3d$. Появляется семейство из десяти металлов *d*-блока (переходные металлы). Этот ряд заканчивается на цинке, после чего заполняется подуровень $4p$, и появляются элементы от галлия до криптона – аналоги *p*-элементов 2-го и 3-го периодов. Та же последовательность заполнения электронами $5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p$ повторяется в пятом периоде.

Шестой период, как видно из рисунка и таблицы Менделеева, удлинён еще на 14 элементов от лантана до иттербия заполнением $4f$ -подуровня. По предложению В. Гольдшмидта (1925) их стали называть лантаноидами (лантанидами). Аналоги лантаноидов в седьмом периоде названы актиноидами. Лантаноиды были своеобразной химической загадкой вплоть до 20-х годов прошлого столетия. Загадка сводится к проявлению всеми элементами семейства одной степени окисления +3, независимо от числа электронов на заполняющемся $4f$ -подуровне. Это означает

участие в формировании валентности двух электронов 6s-подуровня и только одного электрона 4f-подуровня. Лишь некоторые лантаноиды имеют добавочные менее устойчивые степени окисления +2 (Sm, Eu, Yb) и +4 (Ce, Pr, Tb). Из-за химического сходства разделение лантаноидов оказалось труднейшей технологической задачей. Лантаноиды долго не имели «постоянной прописки» в таблице. У лантана нет электрона на 4f-подуровне (сокращенная электронная формула $[Kr]6s^25d^1$), и его считали d-элементом. Логичнее отнести лантан к f-элементам, рассматривая отсутствие 4f-электрона как отклонение от стандартной последовательности. Есть и другие примеры подобных отклонений. У палладия нет электронов на внешнем s-подуровне, его электронная формула $[Kr]4d^{10}5s^0$. У следующих за ним элементов этот подуровень заполняется: Ag – $[Kr]4d^{10}5s^1$, Cd – $[Kr]4d^{10}5s^2$. Однако серебро и кадмий считаются не s-, а d-элементами.

Следом за лантаноидами идет лютеций, тоже похожий на них, и включаемый в число лантаноидов, но относящийся к d-элементам. Химическое сходство лютеция с лантаноидами мешает видеть принципиальное различие между ними. У лютеция степень окисления +3 равна суммарному числу электронов на внешних 6s- и 5d-подуровнях. Электроны заполненного 4f-подуровня в образовании связей не участвуют. У лантаноидов степень окисления +3 возникает с участием одного электрона 4f-подуровня (исключения лантан и гадолиний), вне зависимости от общего числа электронов на этом подуровне. Большинство химиков согласны с включением лютеция в d-блок, но есть сторонники и старой точки зрения [3].

Седьмой период таблицы Менделеева аналогичен шестому. Электроны заполняют подуровни $7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$ с некоторыми отклонениями от стандартной последовательности.

В современной таблице Менделеева элементы f-блока заняли равноправное положение наряду с остальными элементами, и не задвигаются в «одну большую клетку» [1, 9]. Вынос лантаноидов и актиноидов в отдельные ряды под таблицей делается с единственной целью удобства печатания таблицы. В большинстве книг и отдельных изданий таблица Менделеева приводится в форме т.н. таблицы IUPAC с рекомендованной нумерацией групп от 1 до 18. Обычными сведениями об элементах, приводимыми в клетках таблицы, являются атомный номер, название, символ и атомная масса в дальтонах (Да). Эти сведения часто дополняются электронными конфигурациями атомов, степенями окисления и иногда также физическими свойствами простых веществ.

Можно уверенно утверждать, что таблица Менделеева является самой известной научной таблицей. И это вполне понятно, т.к. окружающая нас реальность, и мы сами состоим из веществ, химические элементы которых сохраняются при любых химических превращениях.

Литература (references)

1. Бабков А.В., Барабанова Т.И., Попков В.А. Общая и неорганическая химия. – М.: ГЭОТАР-Медиа., 2016. – 384 с. [Babkov A.V., Barabanova T.I., Popkov V.A. *Obshhaja i neorganicheskaja himija*. – М.: GJeOTAR-Media., 2016. – 384 p. (in Russian)]
2. Блох А.М. «Нобелиана» Дмитрия Менделеева // Природа. – 2002. – №2. – С. 72-77. [Blokh A.M. «Nobeliana» Dmitrija Mendeleeva // Priroda. – 2002. – №2. – P. 72-77. (in Russian)]
3. Леенсон И.А. Химические элементы за минуту. – М.: Издательство АСТ., 2017. – 159 с. [Leenson I.A. *Himicheskie jelementy za minutu*. – М.: Izdatel'stvo AST., 2017. – 159 p. (in Russian)]
4. Менделеев Д.И. О месте церия в системе элементов // *Melanges physiques et chimiques*. – 1871. – Т.8. – С. 445-454. [Mendeleev D.I. *O meste cerija v sisteme jelementov* // *Melanges physiques et chimiques*. – 1871. – Т.8. – P. 445-454. (in Russian)]
5. Менделеев Д.И. Опыт системы элементов, основанный на их атомном весе и химическом сходстве // Периодический закон. – Издательство Академии наук СССР, 1958. – С. 9. [Mendeleev D.I. *Opyt sistemy jelementov, osnovannyj na ih atomnom vese i himicheskom shodstve* // *Periodicheskij zakon*. – Izdatel'stvo Akademii nauk SSSR, 1958. – P. 9. (in Russian)]
6. Менделеев Д.И. Периодическая законность химических элементов // *Liebig's Annalen*. – 1871. – Т.8., Вып.2. – С. 133-229. [Mendeleev D.I. *Periodicheskaja zakonnost' himicheskikh jelementov* // *Liebig's Annalen*. – 1871. – Т.8., Iss.2. – P. 133-229. (in Russian)]
7. Менделеев Д.И. Элементы (химические) // Энциклопедический словарь Брокгауза и Ефрона. – 1904. – Т.40. – Полутом 80. – С. 632-636. [Mendeleev D.I. *Jelementy (himicheskie)* // *Jenciklopedicheskij slovar' Brokgauza i Efrona*. – 1904. – Т.40. – Polutom 80. – P. 632-636. (in Russian)]
8. Фигуровский Н.А. Открытие элементов и происхождение их названий. – М.: Наука., 1970. – 208 с. [Figurovskij N.A. *Otkrytie jelementov i proishozhdenie ih nazvanij*. – М.: Nauka., 1970. – 208 p. (in Russian)]
9. Эмсли Дж. Элементы. – М.: Мир., 1993. – 256 с. [Jemslj Dzh. *Jelementy*. – М.: Mir., 1993. – 256 p. (in Russian)]

10. Meyer L. Die modernen Theorien der Chemie und ihre Bedeutung fur die Chemische Statik. – Breslau, 1864. – 137 p.

Информация об авторах

Фаращук Николай Федорович – доктор медицинских наук, профессор, заведующий кафедрой общей и медицинской химии ФГБОУ ВО «Смоленский Государственный медицинский университет» Минздрава России. E-mail: nfaraschuk@mail.ru

Бабков Александр Васильевич – доктор химических наук, профессор кафедры химии ФГАОУ ВО «Первый Московский государственный медицинский университет им. И.М. Сеченова Минздрава России (Сеченовский университет)». E-mail: ababkov3@rambler.ru