НАРОДНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ КУЛЬТУРЫ

Н. П. АГАФОШИН

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СОВРЕМЕННОЕ УЧЕНИЕ О СТРОЕНИИ АТОМА

20

1961

НАРОДНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ КУЛЬТУРЫ

Кандидат химических наук
Н. П. АГАФОШИН

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СОВРЕМЕННОЕ УЧЕНИЕ О СТРОЕНИИ АТОМА

ИЗДАТЕЛЬСТВО „ЗНАНИЕ"
Всесоюзного общества по распространению
политических и научных знаний

Москва 1962

О ЧЕМ РАССКАЗЫВАЕТСЯ В ЭТОЙ КНИЖКЕ

Стр.

Первые представления об атомах и элементах 3
Как построена периодическая система элементов Д. И. Менделеева, как ее читать и понимать 9
Открытия, способствовавшие выяснению строения атома . 18
Строение атома 21
Ядро атома 28
Радиоактивность атомов 32
Советуем прочитать 39
Краткий словарик к тексту брошюры 40

Автор
Николай Петрович Агафошин

Редактор **А. С. Нехлюдова** Техн. редактор **И. Т. Ракитин**
Корректор **Э. А. Шехтман** Обложка художника **Р. Г. Алеева**

Сдано в набор 16.XI-61 г. Подписано к печати 11.I-62 г. Изд. № 319.
Формат бум. 84×108 1/32. Бум. л. 0,625. Печ. л. 1,25 (условн. 2,05).
Уч.-изд. л 2,0 Ф00003. Цена 6 коп. Тираж. 12000 экз. Заказ 3560.

Типография изд-ва «Знание». Москва, Новая пл., д. 3/4.

Первые представления об атомах и элементах

Первые представления об атомах и элементах зародились еще на заре естествознания в первом тысячелетии до нашей эры у народов — носителей древней цивилизации: индусов, греков, китайцев. Естествоиспытатели и философы того времени, наблюдая за различными явлениями природы, пришли к выводу о том, что все окружающие нас вещества состоят из мельчайших частиц, которые греки назвали атомами. Предполагалось, что атомы эти просты, сплошны, неделимы, неуничтожаемы, весомы. Когда атомы соединяются друг с другом, то образуются те или иные вещества и тела; когда атомы разъединяются, — образуется их круговорот, хаос. У всех веществ атомы имеют якобы одинаковую природу; однако атомы одного вещества отличаются от атомов другого своей формой и порядком расположения.

Одновременно с возникновением атомистических представлений возникли и представления о том, что существуют якобы какие-то основные, первичные вещества, из которых сочетанием в различной пропорции образовались все другие вещества и тела. Большинство философов сходились на том, что к числу первичных веществ— их позже стали называть *элементами* — относятся: вода, воздух, земля, огонь.

Эти два представления, существовавшие долгое время независимо одно от другого, оказались очень полезными в качестве принципиальной основы для дальнейшего развития естествознания и в первую очередь химии.

С течением времени, при переходе из одной исторической эпохи в другую, из страны в страну представления эти видоизменялись и уточнялись. Дошли они и до нашего времени, но, разумеется, значительно исправленными и дополненными.

Следует подчеркнуть то ценное и подтвердившееся в наше время, что заключалось в этих представлениях: это правильная мысль об атомарном (зернистом) строении веществ, а также мысль о том, что имеются какие-то первичные вещества (элементы), из которых создалось все многообразие окружающего нас мира.

В эпоху так называемой алхимии к числу первичных веществ (элементов) были добавлены еще три: ртуть, сера и соль. Однако эта надстройка не спасла представления древних от разрушающего напора новых воззрений, знаменовавших собой наступление эпохи научной химии. Основоположниками научной химии следует считать английского ученого Роберта Бойля и великого русского ученого М. В. Ломоносова.

По Бойлю, вопрос о том, является ли то или иное вещество элементом, решается не догадкой, а опытным путем, химическими исследованиями. Если какое-либо вещество нельзя разложить при химических реакциях на еще более простые, то это вещество следует считать элементом и — наоборот. Например, воду можно разложить на два более простых вещества — водород и кислород. Следовательно, вода уже не элемент, как полагали древние, а элементами следует считать эти два более простых вещества. Естественно, что при таком материалистическом подходе к вопросу число известных элементов должно было резко возрасти, и, действительно, к началу XIX века оно достигло уже нескольких десятков.

По созданному М. В. Ломоносовым в 1743 году учению, все вещества состоят из мельчайших частиц «корпускул» (молекул); последние же в свою очередь состоят из частиц еще более мелких — элементов (атомов). Как мы видим, Бойль и особенно Ломоносов развили представления древних, обогатили их новым содержанием.

В начале XIX в. Дальтон (Англия) и Авогадро (Италия) пришли по существу к тем же допущениям: первый — в отношении атомов, второй — в отношении моле-

кул. Однако лишь в 1860 году химики Европы на съезде в г. Карлсруэ (Германия) договорились об основах единого атомно-молекулярного учения, совпавшего в общих чертах с воззрениями Ломоносова.

Вернемся к понятию «элемент». По мере выявления все большего числа их возникала необходимость систематизации их, приведения сведений о них в порядок.

В самом деле, среди этих элементов были и металлы (например, медь, железо) и неметаллы, иначе — металлоиды (например, хлор, кислород). Одни из элементов— твердые вещества (сера, железо), другие — жидкие (ртуть, бром), третьи — газы (хлор, водород). Были элементы, бурно реагирующие друг с другом (например, хлор и водород), были и почти индифферентные друг к другу (например, хлор и йод). Одни элементы были очень сходны по своим химическим свойствам, как, например, щелочные металлы: литий, натрий, калий, все бурно разлагающие воду; или галогены: хлор, бром, йод, легко соединяющиеся с металлами. Были и мало похожие по свойствам (например, углерод и азот). Были и вовсе непохожие (например, металл натрий и неметалл хлор).

Начиная с конца XVIII и до середины XIX в. было предпринято разными иностранными учеными не менее 50 попыток систематизации элементов, то есть создания таких таблиц, которые выявили бы сходство между собою одних элементов и несходство других. К числу наиболее известных из этих попыток принадлежат таблицы: Доберейнера (Германия, 1817), Шанкуртуа (Франция, 1863), Л. Мейера (Германия, 1864), Ньюлендса (Англия, 1864).

Для всякой систематизации нужна, разумеется, определенная основа. Одни из названных ученых брали за основу атомные веса элементов; другие — химические эквиваленты их; третьи — валентность элементов.

Приведем в виде примера таблицу элементов Л. Мейера (рис. 1).

В ней элементы сгруппированы на основе их валентности. В таблице имеется 6 столбцов. В каждом столбце сверху вниз атомные веса элементов возрастают прогрессивно. Разница в атомных весах предыдущего элемента столбца и нижеследующего закономерно возрастает ($\approx 16, \approx 16; \approx 45, \approx 45; \approx 90$). Мейер замечает,

что в первом столбце 4-валентных элементов разрыв в атомных весах между кремнием (Si) и оловом (Sn) непомерно велик. Подобного разрыва нет ни в одном другом столбце. Естественно, казалось бы, предположить, что должен существовать в природе 4-валентный элемент, пока еще не известный, с атомным весом, промежуточным между атомными весами кремния и олова.

Разница	4-валентн.	3-валентн.	2-валентн.	1-валентн.	1-валентн.	2-валентн.
	—	—	—	—	Li (7)	Be (9,3)
~ 16						
	C (12)	N (14)	O (16)	F (19,9)	Na (23)	Mg (24)
~ 16						
	Si (28)	P (31)	S (32)	Cl (35,5)	K (39,1)	Ca (40)
~ 45						
	—	As (75)	Se (79)	Br (80)	Rb (85)	Sr (87,6)
~ 45						
	Sn (117,6)	Sb (120,6)	Te (128,3)	J (126,8)	Cs (133)	Ba (137)
~ 90						
	Pb (207)	Bi (208)	—	—	Tl (204)	—

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

Но Мейер не делает обобщающий вывод из наблюдаемой им закономерности и упускает возможность открытия закона и создания системы элементов.

В 1869 году за решение задачи систематизации элементов взялся великий русский ученый Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907). Ему-то и удалось открыть один из основных законов природы, который он назвал *периодическим,* и одновременно составить таблицу элементов, наглядно выражающую этот закон, названную им *периодической системой элементов.*

Как же удалось Менделееву сделать то, что оказалось не под силу многим другим ученым?

По Менделееву, важнейшим признаком химического элемента является его масса, выраженная в атомном весе элемента. От этого основного признака должны зависеть все прочие свойства элементов, в первую очередь их валентность. Но ведь зависимость может быть различной по характеру. Какова же она в данном случае?

Чтобы выяснить это, Менделеев расположил все известные ему элементы, числом 63, в строгом порядке по возрастанию их атомных весов. Получился длинный ряд элементов, начало которого мы приводим (рис. 2).

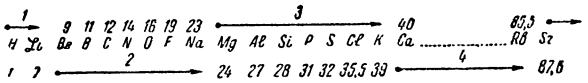

Рис. 2. Естественная последовательность элементов в порядке возрастания их атомных весов.

В этом ряду атомные веса возрастают более или менее равномерными скачками в 1—3 единицы. Правда, на отдельных участках скачок этот больше (4—6 единиц). Свойства же элементов изменяются слева направо очень своеобразно: от металлических (у бериллия—Be) постепенно к типично неметаллическим (фтор — F), затем резким скачком к типично металлическим (натрий—Na). Далее наблюдается совершенно аналогичная последовательность изменения свойств: от металлических (магний — Mg) к типично неметаллическим (хлор — Cl), и снова резким скачком к типично металлическим (калий — K). И так далее. И еще одна интересная деталь: участки этого непрерывного ряда элементов, на протяжении которых наблюдается отмеченная выше смена свойств (участки эти помечены стрелками), в дальнейшем становятся длиннее, чем в начале ряда (на рис. 2, где дано лишь начало ряда, эта деталь не видна).

Следовательно, зависимость химических свойств элементов от их атомных весов оказалась в целом неравномерно периодической, то есть повторяющейся через определенные, но не всегда одинаковые числа элементов. Менделеев и выразил это наблюдение в форме закона: *«Свойства простых тел, также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов»*.

Далее Менделеев разрезал свой ряд элементов на отдельные участки и приставил один участок к другому с таким расчетом, чтобы элементы, сходные по свойствам (по валентности), пришлись друг против друга. Часть получившейся у него распланировки элементов изображена на рис. 3. При анализе получившейся системы элементов Менделеев заметил следующее:

а) по любому горизонтальному участку, или *периоду*, атомные веса увеличиваются слева направо малыми равномерными скачками;

б) между типичным неметаллом каждого участка и следующим за ним типичным металлом разрыв в атомном весе необычно велик. Не следует ли из этого, что между этими элементами должны быть еще какие-то элементы, пока еще не известные, с промежуточными атомными весами? Менделеев допускал эту возможность;

в) по любому вертикальному столбцу, включающему элементы, сходные по их химическим свойствам (валентности), атомные веса увеличиваются резкими, все прогрессирующими скачками;

г) места системы, помеченные знаком вопроса, оказались незанятыми; не были известны элементы, которые были бы похожи по своим химическим свойствам: один — на алюминий (Al), другой — на кремний (Si) и располагались бы в системе между ними и их нижними аналогами.

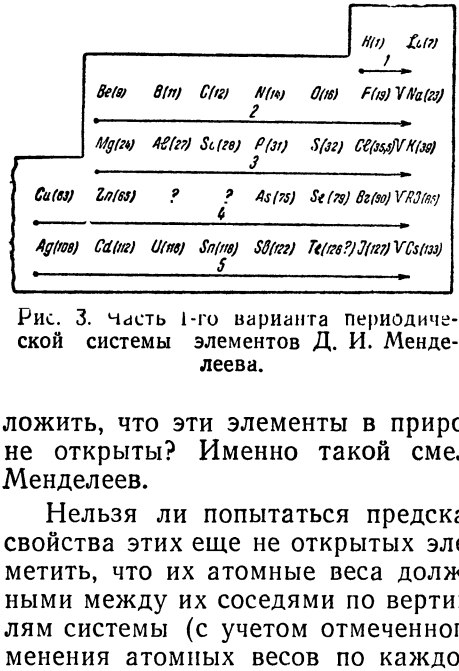

Рис. 3. Часть 1-го варианта периодической системы элементов Д. И. Менделеева.

Их отсутствие было явным нарушением общей системы и закона. Не логично ли предположить, что эти элементы в природе есть, но пока еще не открыты? Именно такой смелый вывод и сделал Менделеев.

Нельзя ли попытаться предсказать атомные веса и свойства этих еще не открытых элементов? Нетрудно заметить, что их атомные веса должны быть промежуточными между их соседями по вертикалям и по горизонталям системы (с учетом отмеченного выше характера изменения атомных весов по каждому из этих направлений). Промежуточными должны быть и свойства их. И вот Менделеев решается на невиданный в истории науки шаг: опираясь на открытый им закон, он описывает с поразительной точностью свойства 3-х не известных в то

время элементов — будущих галлия, скандия и германия. Когда в течение последующих за открытием периодического закона 17 лет эти элементы были открыты разными учеными, когда свойства их оказались совпавшими со свойствами, предсказанными для них Менделеевым, тогда ученые поняли, что периодический закон — всеобъемлющий закон развития элементов от простых к сложным; что отныне открытие элементов можно планировать, опираясь на закон и систему элементов; что заканчивается предыстория химии и начинается ее настоящая история, ее дальнейшее все ускоряющееся развитие.

В 1870 году Менделеев дал другой, более совершенный вариант своей периодической системы, несколько уточнив понятие «период» и введя в систему новое понятие «группа элементов». Этот, 2-й, вариант, конструкция которого рассматривается ниже, позволил Менделееву предсказать существование 12 элементов (!), а также зауарановых элементов. По существу все открытые после 1869 года элементы были Менделеевым предвидены или предсказаны.

Как построена периодическая система элементов Д. И. Менделеева, как ее читать и понимать

Мы видим, что химические символы элементов расставлены в тех или иных клетках системы, подобно фигурам на шахматной доске. (Изображенную форму периодической системы и называют иногда шахматно-клеточной). Клетки эти получились за счет пересечения вертикальных и горизонтальных граф.

Вертикальные графы, пронумерованные цифрами I—VIII и 0, — это группы элементов. Группой называется совокупность элементов, у которых высшая валентность по кислороду, как правило, одинаковая; № группы и указывает на эту высшую валентность.

Возьмем, например, элементы серу (№ 16) и хлор (№ 17). Сера в своих окислах (SO—SO_2—SO_3) проявляет валентности 2—4—6. Высшая валентность серы—6 — является наиболее определяющей; сера и находит-

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ I	II	III	IV	V
1	I	1 **H** ВОДОРОД 1,0080 1				
2	II	3 **Li** ЛИТИЙ 6,940 1 2	4 **Be** БЕРИЛЛИЙ 9,013 2 2	5 **B** БОР 10,82 3 2	6 **C** УГЛЕРОД 12,011 4 2	7 **N** АЗОТ 14,000 5 2
3	III	11 **Na** НАТРИЙ 22,991 1 8 2	12 **Mg** МАГНИЙ 24,32 2 8 2	13 **Al** АЛЮМИНИЙ 26,98 3 8 2	14 **Si** КРЕМНИЙ 28,09 4 8 2	15 **P** ФОСФОР 30,975 5 8 2
4	IV	19 **K** КАЛИЙ 39,100 1 8 8 2	20 **Ca** КАЛЬЦИЙ 40,08 2 8 8 2	21 **Sc** СКАНДИЙ 44,96 2 9 8 2	22 **Ti** ТИТАН 47,90 2 10 8 2	23 **V** ВАНАДИЙ 50,95 2 11 8 2
	V	29 **Cu** МЕДЬ 63,54 1 18 8 2	30 **Zn** ЦИНК 65,38 2 18 8 2	31 **Ga** ГАЛЛИЙ 69,72 3 18 8 2	32 **Ge** ГЕРМАНИЙ 72,60 4 18 8 2	33 **As** МЫШЬЯК 74,91 5 18 8 2
5	VI	37 **Rb** РУБИДИЙ 85,48 1 8 18 8 2	38 **Sr** СТРОНЦИЙ 87,63 2 8 18 8 2	39 **Y** ИТРИЙ 88,92 2 9 18 8 2	40 **Zr** ЦИРКОНИЙ 91,22 2 10 18 8 2	41 **Nb** НИОБИЙ 92,91 1 12 18 8 2
	VII	47 **Ag** СЕРЕБРО 107,880 1 18 18 8 2	48 **Cd** КАДМИЙ 112,41 2 18 18 8 2	49 **In** ИНДИЙ 114,76 3 18 18 8 2	50 **Sn** ОЛОВО 118,70 4 18 18 8 2	51 **Sb** СУРЬМА 121,76 5 18 18 8 2
6	VIII	55 **Cs** ЦЕЗИЙ 132,91 1 8 18 18 8 2	56 **Ba** БАРИЙ 137,36 2 8 18 18 8 2	57 * **La** ЛАНТАН 138,92 2 9 18 18 8 2	72 **Hf** ГАФНИЙ 178,6 2 10 32 18 8 2	73 **Ta** ТАНТАЛ 180,95 2 11 32 18 8 2
	IX	79 **Au** ЗОЛОТО 197,0 1 18 32 18 8 2	80 **Hg** РТУТЬ 200,61 2 18 32 18 8 2	81 **Tl** ТАЛЛИЙ 204,39 3 18 32 18 8 2	82 **Pb** СВИНЕЦ 207,21 4 18 32 18 8 2	83 **Bi** ВИСМУТ 209,00 5 18 32 18 8 2
7	X	87 **Fr** ФРАНЦИЙ [223] 1 8 18 32 18 8 2	88 **Ra** РАДИЙ 226,05 2 8 18 32 18 8 2	89 ** **Ac** АКТИНИЙ 227 2 9 18 32 18 8 2		

* ЛАНТАН

58 **Ce** ЦЕРИЙ 140,13 2 8 20 18 8 2	59 **Pr** ПРАЗЕОДИМ 140,92 2 8 21 18 8 2	60 **Nd** НЕОДИМ 144,27 2 8 22 18 8 2	61 **Pm** ПРОМЕТИЙ [145] 2 8 23 18 8 2	62 **Cm** САМАРИЙ 150,43 2 8 24 18 8 2	63 **Eu** ЕВРОПИЙ 152,0 2 8 25 18 8 2	64 **Gd** ГАДОЛИНИЙ 156,9 2 9 25 18 8 2

** АКТИ

90 **Th** ТОРИЙ 232,05 2 10 18 32 18 8 2	91 **Pa** ПРОТАКТИНИЙ [231] 2 9 20 32 18 8 2	92 **U** УРАН 238,07 2 9 21 32 18 8 2	93 **Np** НЕПТУНИЙ [237] 2 8 23 32 18 8 2	94 **Pu** ПЛУТОНИЙ [242] 2 8 24 32 18 8 2	95 **Am** АМЕРИЦИЙ [243] 2 8 25 32 18 8 2	96 **Cm** КЮРИЙ [245] 2 9 25 32 18 8 2

Рис. 4. Периодическая система

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ЭЛЕМЕНТОВ						ЭЛЕКТРОННЫЕ СЛОИ
VI	VII	VIII			0	
	(H)				He 2 ГЕЛИЙ 4,003 2	K
8 O КИСЛОРОД 16	9 F ФТОР 19,00				Ne 10 НЕОН 20,183 8 2	L K
16 S СЕРА 32,066	17 Cl ХЛОР 35,457				Ar 18 АРГОН 39,944 8 8 2	M L K
Cr 24 1 13 8 2 ХРОМ 52,01	Mn 25 2 13 8 2 МАРГАНЕЦ 54,94	Fe 26 2 14 8 2 ЖЕЛЕЗО 55,85	Co 27 2 15 8 2 КОБАЛЬТ 58,94	Ni 28 2 16 8 2 НИКЕЛЬ 58,69		M L K
34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,916				Kr 36 8 18 8 2 КРИПТОН 83,80	N M L K
Mo 42 1 13 18 8 2 МОЛИБДЕН 95,95	Tc 43 1 14 18 8 2 ТЕХНЕЦИЙ [99]	Ru 44 1 15 18 8 2 РУТЕНИЙ 101,1	Rh 45 1 16 18 8 2 РОДИЙ 102,91	Pd 46 0 18 18 8 2 ПАЛЛАДИЙ 106,7		O N M L K
52 Te ТЕЛЛУР 127,61	53 J ИОД 126,91				Xe 54 8 18 18 8 2 КСЕНОН 131,3	O N M L K
74 2 12 32 18 8 2 W ВОЛЬФРАМ 183,92	75 2 13 32 18 8 2 Re РЕНИЙ 186,31	76 2 14 32 18 8 2 Os ОСМИЙ 190,2	77 2 15 32 18 8 2 Ir ИРИДИЙ 192,2	78 1 17 32 18 8 2 Pt ПЛАТИНА 195,23		P O N M L K
84 Po ПОЛОНИЙ [210]	85 At АСТАТИЙ [210]				86 8 18 32 18 8 2 Rn РАДОН [222]	P O N M L K
						Q P O N M L K

ИДЫ (58-71) - 6й ПЕРИОД

65 2 8 27 18 8 2 Tb ТЕРБИЙ 158,93	66 2 8 28 18 8 2 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,46	67 2 8 29 18 8 2 Ho ГОЛЬМИЙ 164,94	68 2 8 30 18 8 2 Er ЭРБИЙ 167,2	69 2 8 31 18 8 2 Tu ТУЛИЙ 168,94	70 2 8 32 18 8 2 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 2 9 32 18 8 2 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,99	P O N M L K

НИДЫ (90-103) - 7й ПЕРИОД

97 2 8 27 32 18 8 2 Bk БЕРКЛИЙ [249]	98 2 8 28 32 18 8 2 Cf КАЛИФОРНИЙ [249]	99 2 8 29 32 18 8 2 En ЭЙНШТЕЙНИЙ [253]	100 2 8 30 32 18 8 2 Fm ФЕРМИЙ [255]	101 2 8 31 32 18 8 2 Md МЕНДЕЛЕЕВИЙ [256]	102 2 8 32 32 18 8 2 No НОБЕЛИЙ [253]	103 2 9 32 32 18 8 2	Q P O N M L K

элементов Д. И. Менделеева.

ся в VI группе. Хлор же в своих окислах (Cl_2O—Cl_2O_3—Cl_2O_5—Cl_2O_7) проявляет валентности 1—3—5—7; для него наиболее определяющей является высшая валентность — 7, хлор и находится поэтому в VII группе.

Очевидно, по номеру группы можно, как правило, установить высшую валентность элемента и составить формулу его высшего окисла. Так, видя, что фосфор (№ 15,P) находится в V группе, мы составляем формулу его высшего окисла — P_2O_5.

Однако в периодической системе есть отдельные элементы, высшая валентность которых не равна номеру группы. Например, у меди и золота высшие окислы Cu_2O_3 и Au_2O_3; тем не менее, вопреки их высшей валентности (3), эти элементы находятся в I группе. Или, например, железо (высший окисел FeO_3) включено в VIII группу, вопреки высшей валентности (6). Следует заметить, что вся VIII группа—это в основном группа исключений из отмеченного правила.

Вглядимся теперь в расстановку символов элементов в пределах какой-либо группы, например седьмой. Символы элементов F—Cl—Br—J—At, то есть элементов-галогенов (солеобразующих), расположены строго по вертикали. Этим хотели выразить, что все эти 5 элементов химически сходны, так сказать, «родные братья», что они составляют подгруппу в пределах группы. Разумеется, даже «родные братья» отличаются друг от друга. Так и у галогенов сверху вниз постепенно уменьшаются металлоидные свойства и возрастают металлические.

Символы остальных трех элементов VII группы (Mn—Tc—Re) расположены по другой вертикали, не совпадающей с первой; следовательно, и эти 3 элемента химически сходны между собой, также «родные братья», и составляют другую подгруппу VII группы. Так как эта подгруппа состоит из меньшего числа элементов, то ее называют побочной; подгруппу же галогенов называют главной подгруппой VII группы. Элементы главной подгруппы обычно мало похожи на элементы побочной подгруппы той же группы: так, хлор (Cl) — газ, металлоид; марганец же (Mn) — твердое вещество, металл. Их в лучшем случае можно считать «двоюродными братьями» по их свойствам. Однако родство между ними все же есть. Они ведь находятся в одной — седьмой — группе:

их «роднит» одинаковая, равная семи, валентность в их высших окислах Cl_2O_7 и Mn_2O_7.

В других группах мы также обнаружим разноску элементов по двум подгруппам; одна условно считается главной, другая — побочной. В VIII группе мы насчитываем три коротких вертикали, то есть три побочных подгруппы; в 0 группе — одну длинную вертикаль, то есть одну главную подгруппу (0 группу иногда упраздняют, включая инертные газы в VIII группу в качестве ее главной подгруппы).

Помимо распределения по группам и по подгруппам, все элементы, кроме того, распределены по периодам. Это — горизонтальные графы, пронумерованные слева цифрами 1—7, о которых говорилось выше. Что же называется периодом?

Рассмотрим в качестве первого примера элементы 3-го периода. Первый из них — натрий (№ 11, Na) — типичный, активный металл, бурно разлагающий воду; второй по счету — магний (Mg) — металл уже менее активный, разлагающий воду лишь при нагревании; третий — алюминий (Al) — металл с еще меньшей химической активностью. Далее следуют кремний (Si), фосфор (P), сера (S) и хлор (Cl). Это уже все металлоиды, причем металлоидность их постепенно возрастает от кремния к хлору. Последний же элемент 3-го периода — аргон (№ 18, Ar) — инертный элемент, не способный химически соединяться с другими.

Следовательно, *период — это такая последовательность элементов, на протяжении которой свойства меняются в определенном порядке:* от металлических к неметаллическим и далее — к инертным. Так как ослабление металлических свойств проявляется от элемента к элементу некоторыми скачками, то элементы середины периода (например, кремний) нельзя назвать ни типичными металлами, ни типичными неметаллами. Они совмещают в себе те и другие свойства; их и называют *амфотерными* (обладающими двойственной природой).

В качестве второго примера рассмотрим элементы 4-го периода. Первые два из них — калий и кальций (№ 19 K, № 20 Ca) — типичные активные металлы. Далее вправо следует ряд элементов — металлов с постепенно уменьшающейся активностью: скандий (№ 21, Sc) — никель (№ 28, Ni). Хотя мы и дошли до правой

части таблицы, но никель еще не заканчивает периода, он — не инертный элемент. Мы снова обращаемся к левой стороне таблицы и видим, что период продолжается вторым рядом. Первый элемент этого второго ряда — медь (№ 29, Cu) — металл. Далее вправо следуют амфотерные элементы (№ 30, Zn—№33, As), еще правее расположены типичные металлоиды — селен (№ 34, Se) и бром (№ 35, Br) и последний элемент периода — инертный газ — криптон (№ 36, Kr).

Следовательно, в 4-м периоде мы наблюдаем такое же закономерное изменение свойств; только это изменение происходит замедленнее, так как в 4-м периоде элементов значительно больше, чем в 3-м периоде. Такое же закономерное изменение свойств наблюдается и в остальных периодах. Разумеется, чем длиннее период, тем замедленнее происходит эта смена свойств.

В 6-м периоде наблюдается интересная особенность. 14 элементов этого периода (№№ 58—71), называемые *редкоземельными,* или *лантанидами,* настолько близки по химическим свойствам, что их можно рассматривать как элементы-«близнецы». Все они обладают, как правило, одинаковой высшей валентностью, равной трем; отделять их химически друг от друга нелегко. Их обычно изымают из 6-го периода и помещают отдельным горизонтальным рядом под основной таблицей. Такое решение, как далее будет показано, оправдывается и особенностями строения их атомов.

Аналогично лантанидам и из 7-го периода изымают 14 элементов (№№ 90—103), называемых *актинидами.* Эти элементы располагаются вторым рядом под лантанидами, на которые актиниды похожи особенностями строения своих атомов.

Представляет интерес подсчет числа элементов в различных периодах:

1-й период	— 2 элемента	$2 \cdot 1^2$		
2-й »	— 8 элементов	$2 \cdot 2^2$		
3-й »	— 8 элементов			
4-й »	— 18 элементов	$2 \cdot 3^2$		$2n^2$
5-й »	— 18 элементов			
6-й »	— 32 элемента	$2 \cdot 4^2$		
7-й »	—17—(32) элемента			

Из приведенной схемы мы видим важные закономерности: а) периоды — чем ниже они расположены в таб-

лице, тем длиннее, то есть содержат все большее число элементов;

б) соседние периоды содержат одно и то же число элементов: 2-й и 3-й периоды — по 8 элементов; 4-й и 5-й периоды — по 18 элементов. Очевидно, 7-й период, в котором имеется пока 17 элементов, теоретически должен содержать 32 — столько же, сколько и соседний с ним 6-й период;

в) числа элементов в периодах (2—8—18—32) могут быть представлены как удвоенные квадраты последовательно возрастающих целых чисел, подчиненные общей формуле $2n^2$, где n означает последовательное целое число.

В периодической системе имеются и другие математические закономерности, показывающие сложность и внутреннюю гармонию периодического закона и выражающей его периодической системы, а также облегчающие анализ периодической системы в свете строения атомов элементов. Так, например, мы насчитываем в таблице восемь главных подгрупп: лития (I гр.), бериллия (II гр.), бора (III гр.), углерода (IV гр.), азота (V гр.), кислорода (VI гр.), фтора (VII гр.) и инертных газов (0 или VIII гр.). Эти 8 главных подгрупп разделяются на две неравные части: первые две главные подгруппы (лития и бериллия) и последующие — шесть. Такое разделение основано на некоторых особенностях строения атомов элементов.

Побочных подгрупп мы насчитываем десять, это подгруппы: меди (I гр.), цинка (II гр.), скандия (III гр.), титана (IV гр.), ванадия (V гр.), хрома (VI гр.), марганца (VII гр.), железа, кобальта и никеля (VIII гр.).

В периодической системе имеются еще дополнительные подгруппы, состоящие из 2-х элементов каждая: верхним элементом является один из лантанидов, нижним — один из актинидов. Эти подгруппы и называют — лантанидно-актинидные. Таких подгрупп — четырнадцать. Все сказанное выше о числе подгрупп разных категорий можно выразить следующей схемой:

Главные подгруппы	первые две	(2)
	последующие шесть . .	(6)
Побочные подгруппы	. . . . .	(10)
Лантанидно-актинидные	. . . . .	(14)

Нетрудно заметить, что числа подгрупп разных категорий (2—6—10—14—) не случайные: они составляют арифметическую прогрессию. Отметим также, что верхний элемент любой главной подгруппы находится во 2-м периоде; верхний элемент любой побочной — в 4-м периоде; верхний элемент любой лантанидно-актинидной подгруппы — в 6-м периоде.

Важное значение в периодической системе имеют порядковые номера элементов, обозначаемые знаком №: все элементы пронумерованы. Разумеется, пронумеровать их на основе многочисленных и разнообразных физико-химических свойств немыслимо. В основе всякой нумерации должны лежать какие-то количественные данные о том или ином предмете. Такими данными являются атомные веса элементов: нумерация элементов соответствует в принципе возрастанию их атомных весов. Однако из этого общего принципа нумерации имеется ряд исключений:

Название элементов	Аргон	Калий	Кобальт	Никель	Теллур	Йод
Атомный вес	≈40	≈39	≈58,9	≈58,7	127,6	126,9
Порядковый номер (№)	18	19	27	28	52	53

В этих трех парах исключений второй элемент каждой пары, несмотря на меньший атомный вес, имеет больший порядковый номер. Допуская эти исключения, Менделеев руководствовался химическими свойствами названных элементов, в частности их высшей валентностью.

Если бы Менделеев поставил, например, йод перед теллуром, то йод попал бы в VI группу, вопреки проявляемой им высшей валентности — 7; теллур же с его максимальной валентностью, равной шести, попал бы в VII группу. Следовательно, Менделеев основывал свою систематизацию одновременно и на атомных весах элементов и на их валентностях. Лишь таким своеобразным путем ему удалось создать систему, ставшую величайшим научным обобщением в области химии.

По мере развития научных представлений о строении атомов, что происходило уже в послеменделеевский период, периодическая система элементов наполнялась все

более глубоким внутренним содержанием. Постепенно выявлялся «физический» (внутренний) смысл рассмотренных выше понятий. Выяснилось, что порядковый номер (№) элемента равен числу имеющихся у атома данного элемента электронов и величине положительного заряда ядра. № группы, оказывается, совпадает с числом валентных электронов атома, то есть тех, которым атом обязан своей способностью соединения с атомами других элементов. № периода, оказывается, указывает на число слоев, по которым распределены электроны данного атома. Например, по месту элемента «олово» (Sn) в периодической системе, а именно: № 50, 5-й период, IV группа, мы заключаем, что в оболочке атома олова имеется 50 электронов, что только 4 электрона (из 50) являются валентными; что все 50 электронов распределяются вокруг ядра по 5 слоям. На важные подробности в строении атома указывает нам и размещение элементов, одних — в главных подгруппах, других — в побочных, третьих — в лантанидно-актинидных.

Анализировать периодическую систему элементов Менделеева принято по двум основным направлениям: горизонтальному (направлению по периоду) и вертикальному (направлению по подгруппе). По горизонтальному направлению слева направо металлические свойства элементов постепенно ослабевают, сменяясь металлоидными, а под конец — инертными. Одновременно восстановительная способность атомов элементов (их способность отдавать электрон атомам других элементов) снижается, окислительная же способность (способность атомов принимать электрон от атомов других элементов), наоборот, возрастает.

По вертикальному направлению изменение свойств элементов обратное: сверху вниз по подгруппе металлические свойства и восстановительная способность атомов возрастают, а окислительная способность снижается.

В результате наиболее активные металлы (сильные восстановители) сосредоточены в левом нижнем углу таблицы. Это элементы: калий, рубидий, цезий (I гр.); барий, радий (II гр.). Наиболее же активные металлоиды (сильные окислители) сосредоточены в верхнем правом углу таблицы (отбрасывая для простоты рассуждения VIII и 0 группы). Это элементы: кислород, сера (VI гр.); фтор, хлор, бром (VII гр.). В середине таблицы

сосредоточены амфотерные элементы, как, например, цинк и кадмий (II гр.), галлий и индий (III гр.), германий и олово (IV гр.), мышьяк и сурьма (V гр.).

Открытия, способствовавшие выяснению строения атома

В конце XIX и в начале XX в. в химии и в физике были сделаны важные открытия, которые повели к ломке старых установившихся представлений, вызвав своего рода революцию в естествознании.

1. Н. А. Морозов (Россия) в 1884 году предсказал существование химически недеятельных элементов. В период 1893—1901 годов эти элементы, получившие название инертных газов, были открыты в воздухе английскими учеными. Таких элементов известно шесть: гелий (№ 2, He), неон (№ 10, Ne), аргон (18, Ar), криптон № 36, Kr), ксенон (№ 54, Xe) и радон (№ 86, Rn).

2. В 1879 году Круксом (Англия) были открыты катодные лучи. Получаются они в разрядных (катодных) трубках и представляют собой поток элементарных отрицательных электрических зарядов, исходящих из катода и названных электронами (*e*). Величина заряда электрона равна $4{,}8 \cdot 10^{-10}$ эл. ст. ед. или $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ кулонов. Масса электрона ничтожна и равна $9{,}106 \cdot 10^{-28}$ *г*. Электроны образуются также при накаливании металлов (термоэлектроны) и при освещении некоторых металлов (фотоэлектроны). Было ясно, что они входят в атомы в качестве структурных частиц, но при определенных условиях могут покидать свои атомы.

3. В 1896 году Беккерель (Франция) открыл явление радиоактивности. Атомы некоторых элементов, например урана, радия, полония, оказались неустойчивыми, радиоактивными. Неустойчивость их состоит в том, что они испускают поток частиц — «лучей», преобразуясь при этом в атомы других элементов.

Одни радиоактивные элементы испускают α (альфа)-лучи, другие — β (бета-минус)-лучи. Обоим этим видам радиоактивности обычно сопутствуют еще γ (гамма)-лучи.

Альфа-лучи — положительно заряженные. Масса α-частицы равна четырем, положительный заряд равен

двум электронным электрическим зарядам. Они оказались ядрами элемента гелия (№ 2, He) и их изображают иначе — символом $_2He^4$ (верхняя цифра означает массу, нижняя — заряд ядра).

Бета-минус-лучи оказались равнозначными электронам. Заряд и масса β-частицы равны заряду и массе электрона.

Гамма-лучи представляют собой электромагнитные излучения с очень малой длиной волны, но с большой частотой колебаний.

При радиоактивных излучениях один элемент преобразуется в другой, этот другой (если он в свою очередь радиоактивен) — в третий и так далее, пока за счет очередного излучения не образуется элемент уже стабильный (устойчивый), называемый нерадиоактивным «потомком».

Исходный элемент, с которого начинается серия радиоактивных превращений, называют «прародителем». Он вместе со всеми «дочерними» радиоактивными элементами и заключительным «потомком» образует «радиоактивное семейство».

Таких семейств в начале XX в. было выявлено три: семейство урана (№ 92, U), семейство тория (№ 90, Th) и семейство актиния (№ 89, Ac); ныне этих семейств известно четыре.

4. Исследования 3-х радиоактивных семейств показали, что заключительными «потомками» в них являются атомы свинца (№ 82, Pb) с различной массой: 206; 207; 208. Это был факт огромного принципиального значения, так как до этого времени большинство ученых считали, что элемент — это вид атомов с вполне определенной массой. Разновидности атомов одного и того же элемента получили название изотопы (занимающие одно место в периодической системе); их изображают ныне символами: $_{82}Pb^{206}$, $_{82}Pb^{207}$, $_{82}Pb^{208}$ (верхняя цифра означает массу атома или массовое число; нижняя — № элемента).

К 1919 году Томсон и Астон (Англия) экспериментально доказали, что не только свинец, но большинство элементов имеют изотопы.

5. М. Г. Павлов, Н. А. Морозов и другие русские ученые еще в XIX в. полагали, что атомы — частицы сложные, планетоподобные. В 1911 году это было экспери-

ментально доказано Резерфордом (Англия). Подвергая обстрелу α-частицами тонкие металлические пластинки и наблюдая за полетом этих частиц при помощи особых люминесцирующих экранов, он доказал, что атомы действительно «планетоподобны», то есть состоят из центрального положительно заряженного ядра и окружающей это ядро электронной оболочки. На рис. 5 изображена ядерная модель атома водорода (№ 1, H) по Резерфорду.

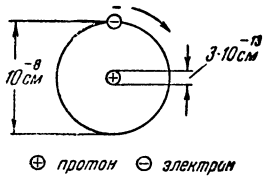

Рис. 5. Ядерная модель атома водорода по Резерфорду.

6. В 1913 году Нильс Бор (Дания) объяснил на основе строения атома водорода образование электромагнитных излучений.

Согласно его теории, электрон в атоме водорода может вращаться вокруг ядра — протона — лишь по круговым орбитам определенных радиусов. Такие орбиты называют: стационарные или дозволенные. При вращении электрона по таким орбитам излучения энергии не наблюдается. Чтобы перевести электрон с более близкой орбиты на более далекие, требуется затрата энергии в форме нагревания, освещения, облучения атома катодными лучами. Запас энергии электрона на более далеких орбитах, следовательно, больше, чем на более близких. Если же электрон самопроизвольно возвращается с более далеких орбит на более близкие, то происходит выделение энергии в форме электромагнитных излучений. Возвращается он на 1-ю орбиту — выделяются кванты (порции энергии) ультрафиолетовых лучей; возвращается он на 2-ю — выделяются кванты лучей видимого света; возвращается он на 3-ю — выделяются кванты инфракрасных (тепловых) лучей. Сказанное поясняется схемой на рис. 6.

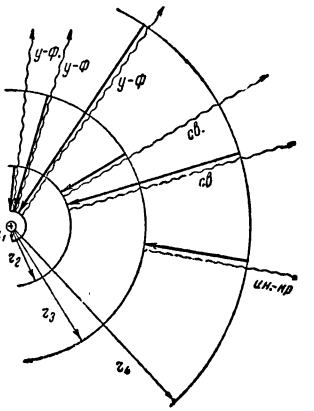

Рис. 6. Дозволенные орбиты атома водорода по Бору и механизм образования излучений.

7. В 1913 году Мозли (Англия) экспериментально проверил порядковые номера (№) элементов путем изме-

рения длины волны лучей Рентгена (порождаемых элементами при облучении их катодными лучами). Работы Мозли подтвердили, например, что кобальт, несмотря на бо̀льший атомный вес, действительно имеет порядковый номер на единицу меньший, чем никель. Поэтому ныне нумерация элементов в периодической системе сомнения не вызывает.

8. В 1919 году Чэдвик (Англия) экспериментально доказал, что величина положительного заряда ядра (обозначаемая символом Z) численно равна порядковому номеру (№) элемента в периодической системе. С этих пор № элемента приобрел важный физический смысл.

Строение атома

По современным представлениям атом — частица электрически нейтральная, сложная и делимая. Однако делимость атомов осуществляется не путем химических реакций, а особыми методами ядерной физики.

Атом состоит из центральной положительно заряженной части — ядра и окружающих это ядро отрицательно заряженных частиц — электронов, составляющих электронную оболочку. Величина положительного заряда ядра (Z) у атома любого элемента равна порядковому номеру (№) этого элемента и составляет (+11) у натрия (№ 11, Na), (+92) у урана (№ 92, U) и так далее.

Так как последний ныне известный элемент — сто третий по счету, то, следовательно, величины положительных зарядов ядер изменяются в пределах (+1... +103). Не исключено, разумеется, и искусственное получение элементов с еще бо̀льшими порядковыми номерами.

Число электронов у атома любого элемента также равно порядковому номеру (№) элемента, совпадая с величиной положительного заряда ядра (Z). Так, атом натрия (№ 11, Na) имеет 11 электронов, атом урана (№ 92, U) —92.

Электронная оболочка имеет слоистое строение: электроны распределяются вокруг ядра по слоям. Их называют по-разному: квантовые слои, или же энергетические уровни (запас энергии электронов, «уровень» энер-

гии—в разных слоях различный). Наименьшим запасом энергии обладают электроны первого, ближайшего к ядру слоя; электроны второго слоя имеют уже больший запас энергии, третьего — еще больший. Связь же с положительно заряженным ядром сильнее всего у электронов первого слоя, слабее — у электронов второго, еще слабее у электронов третьего. Следовательно, чем дальше от ядра находятся электроны, тем меньше энергии надо затратить для их отрыва.

Число квантовых слоев (энергетических уровней) у атома всегда совпадает с номером периода, в котором находится данный элемент. Так, у атома калия (№ 19, K, 4-й период) 19 электронов распределены по четырем слоям; у атома свинца (№ 82, Pb, 6-й период) 82 электрона распределены по шести слоям.

На основе изучения строения спектров, образуемых каждым элементом при его накаливании, выяснилось, что квантовые слои (энергетические уровни) в свою очередь «расщеплены» на подслои (подуровни). В этом «расщеплении» также есть своя закономерность, а именно: число подслоев (подуровней) в любом слое (уровне) равно № этого слоя (уровня).

В 1-м квантовом слое (уровне) имеется один подслой (подуровень); здесь понятия слой и подслой (или уровень и подуровень) совпадают.

Во 2-м квантовом слое (уровне) имеются уже 2 подслоя (подуровня), один более близкий к ядру, другой несколько более отдаленный. В 3-м квантовом слое (уровне) имеются 3 подслоя (подуровня), в 4-м — четыре и так далее (см. рис. 7).

Пронумеруем все слои (уровни) и обозначим все эти цифры общей буквой n; мы получим так называемое главное квантовое число — важнейший показатель электрона. Так, если для какого-то электрона атома $n=3$, то это означает, что данный электрон находится в 3-м квантовом слое; если $n=5$, то электрон находится в 5-м слое.

Пронумеруем все подслои (подуровни) в пределах слоя (уровня) и обозначим все эти цифры буквой k; мы получим побочное квантовое число, второй по значению показатель электрона. Знание значения числа k позволяет уточнить, на каком подслое данного слоя электрон находится. Если, например, для какого-то электро-

на известно, что $n=4$, $к=2$, то это означает, что он находится на втором подслое четвертого слоя.

Максимально возможное число электронов, которые могут разместиться в том или ином слое и в том или ином подслое, подчинено определенным закономерностям. На любых первых подслоях каждого слоя может находиться не более чем по два электрона; на любых

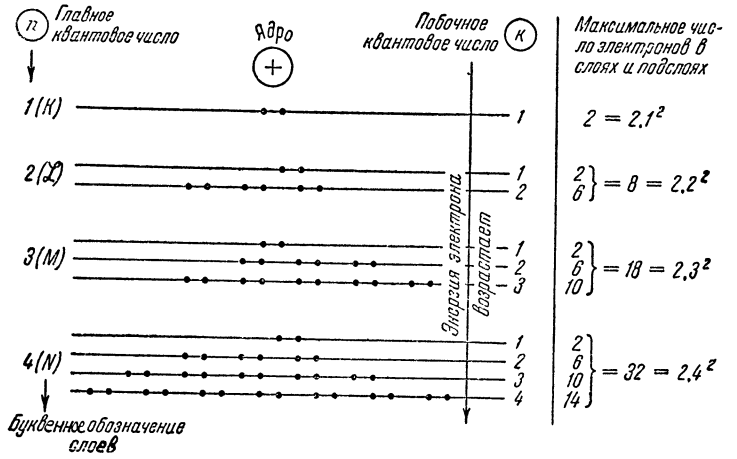

Рис. 7. Схема распределения электронов по квантовым слоям и по подслоям.

вторых подслоях слоя — не более чем по шести; на любых третьих не более чем по десяти; на любых четвертых — не более чем по четырнадцати и так далее. Все эти числа (2—6—10—14) представляют собой арифметическую прогрессию. Очередное число этой прогрессии (18) укажет на максимально возможное число электронов на каждом из пятых подслоев слоя.

На рис. 7 электроны условно изображены точками.

Подсчет их показывает, что в 1-м квантовом слое на единственном его подслое могут разместиться лишь 2 электрона ($=2\cdot1^2$); во 2-м слое могут разместиться в общей сложности $2+6=8$ электронов ($=2\cdot2^2$); в 3-м слое $2+6+10=18$ электронов ($=2\cdot3^2$); в 4-м слое $2+6+10+14=32$ электрона ($=2\cdot4^2$) и так далее. Легко видеть, что максимально возможное число элек-

тронов в каждом квантовом слое равно удвоенному квадрату номера данного слоя ($=2n^2$). В 5-м квантовом слое могли бы разместиться $2+6+10+14+18=50$ электронов ($=2\cdot5^2$).

Читатели, несомненно, обратили внимание на некоторые повторно встречающиеся в данном изложении цифры: 2—8—18—32... и 2—6—10—14...

Первый ряд чисел, выражаемый общей формулой $2n^2$, означает одновременно и число элементов в том или ином периоде и максимально возможное число электронов в том или ином квантовом слое. Второй ряд чисел означает одновременно и число подгрупп разных категорий в периодической системе и максимально возможное число электронов на том или ином подслое квантового слоя.

Такое совпадение одних и тех же чисел, встретившихся и при рассмотрении конструкции периодической системы и при рассмотрении строения электронной оболочки атома, не случайно. Оно говорит о том, что *периодическая система элементов является по сути дела скрытым изображением строения электронной оболочки атомов всех элементов системы.*

Это скрытое изображение можно «проявить» и превратить его в явное. Тогда периодическая система предстанет перед нами в новом свете, как система, естественно и логически вытекающая из строения атомов, как гениальное «предвидение» Менделеевым тайны строения атомов еще в ту эпоху, когда атомы рассматривались как простейшие, сплошные, неделимые частицы.

Для понимания тесной взаимосвязи между периодической системой элементов и строением их атомов следует учесть, что у каждого последующего элемента по сравнению с предыдущим появляется один новый электрон. Так, если у элемента № 6 (углерод) имеется шесть электронов, то у следующего по порядку элемента № 7 (азот) их будет уже семь. Куда же направится в оболочке этот очередной новый электрон? На какой слой и на какой подслой слоя? Оказывается, элементы самым своим расположением в системе нам на это указывают.

Если интересующий нас элемент находится в главной подгруппе I или II группы, то появляющийся у этого элемента новый электрон (новый—по сравнению с электронами предыдущего элемента) отложится на 1-й под-

слой внешнего слоя; число же слоев равно номеру периода. Если же элемент находится в главной подгруппе III—IV—V—VI—VII—VIII групп, то появляющийся новый электрон отложится во 2-м подслое внешнего слоя. Заметим попутно, что у всех элементов главной подгруппы любой группы валентны лишь электроны внешнего слоя.

Если интересующий нас элемент находится в побочной подгруппе любой группы, то появляющийся у этого элемента (по сравнению с предыдущим) новый электрон отложится в 3-м подслое предвнешнего слоя. Валентны у элементов побочных подгрупп электроны внешнего и частично подвнешнего слоев.

Если же интересующий нас элемент находится среди лантанидов или актинидов, то появляющийся у него электрон отложится в 4-м подслое предпредвнешнего слоя. Валентны у этих элементов электроны внешнего слоя, 1 электрон предвнешнего и (у некоторых) 1—3 электрона предпредвнешнего слоя. В этом заключается важнейший «физический» смысл понятий: элемент главной подгруппы, элемент побочной подгруппы, элемент лантанид или актинид.

Поясним сказанное путем выявления строения электронной оболочки некоторых элементов. Для этого нам понадобятся: таблица периодической системы элементов, схема распределения электронов по слоям и по подслоям (см. рис. 7) и понимание «физического смысла» разнесения элементов по тем или иным группам, подгруппам и периодам.

а) Каково строение электронной оболочки у элемента «кремний» (Si)? Анализируем положение кремния в периодической системе: № 14 указывает на общее число электронов; № периода 3-й указывает, что они находятся в 3-х слоях; № группы (IV) указывает, что из 14 электронов кремния только 4 валентны; подгруппа — четвертая по счету среди главных подгрупп — указывает, что новый (очередной) электрон, появившийся у кремния по сравнению с предыдущим элементом — алюминием, поступает во 2-й подслой внешнего, то есть 3-го слоя.

Учитывая все это и используя схему рисунка 7, мы заключаем, что первые два электрона расположатся в 1-м слое; последующие два — в 1-м подслое 2-го слоя; последующие шесть — во 2-м подслое 2-го слоя; два (из

оставшихся 4-х) расположатся в 1-м подслое 3-го слоя, два — во 2-м подслое 3-го слоя.

В результате имеем электронную формулу кремния (распределение электронов по слоям и по подслоям):

○ 2 | 2 | 6 | $\underline{2}$ | $\overset{\downarrow}{\underline{2}}$ или упрощенно ○ 2 | 8 | 4,

кружок означает ядро атома; жирные вертикальные черточки — знак деления электронной оболочки на слои; тонкие вертикальные черточки — знак деления слоев на подслои; стрелка указывает, куда поступил очередной электрон элемента; подчеркнуты валентные электроны.

б) Каково строение электронной оболочки у элемента «кальций» (Ca)? Находим кальций в периодической системе: № 20 указывает на общее число электронов; № периода — 4-й — указывает на то, что они находятся в 4-х слоях; № группы (II) указывает на то, что только 2 электрона из 20 валентны; подгруппа — вторая по счету среди главных — указывает, что новый электрон, появившийся у кальция, поступил на 1-й подслой внешнего, то есть 4-го слоя.

Учитывая эти выводы и руководствуясь рисунком 7 мы заключаем, что первые 2 электрона расположатся в 1-м слое; последующие два — в 1-м подслое 2-го слоя; следующие шесть—на 2-м подслое 2-го слоя; еще два— на 1-м подслое 3-го слоя; шесть — на 2-м подслое 3-го слоя. Остаются нераспределенными два электрона.

Схема рисунка 7 показывает, что они могли бы направиться в порядке последовательности на 3-й подслой 3-го слоя. Но тогда получилось бы противоречие с периодической системой и положением кальция в ней: № периода — 4-й — требует 4-слойного распределения. Кроме того, «физический смысл» главной подгруппы заключается в том, что очередной электрон поступает во внешний слой, то есть в данном случае в 4-й.

Оставшиеся два электрона и направятся на 1-й подслой 4-го слоя, а 3-й подслой 3-го слоя останется пока еще не заполненным, что и учитывается в электронной формуле кальция:

○ 2 | 2 | 6 | 2 | 6 | — | $\overset{\downarrow}{\underline{2}}$ или упрощенно ○ | 2 | 8 | 8 | 2

Приведенный пример показывает, что электронная оболочка каждого последующего элемента заключает в себе электронную оболочку предыдущего элемента; что электронная оболочка у некоторых элементов строится с «забеганием» электронов в последующие слои и с образованием временных «пустот» в предыдущих слоях.

Рассмотрим еще один пример.

в) Каково строение электронной оболочки у элемента «марганец» (Mn)? Находим положение марганца в периодической системе: № 25-й указывает общее число электронов; № периода — 4-й — указывает, что они находятся в 4-х слоях; № группы (VII) указывает на то, что из 25 электронов только 7 валентны; подгруппа—пятая по счету среди побочных подгрупп — указывает на то, что новый электрон, появившийся у марганца, поступил на 3-й подслой предвнешнего слоя, то есть 3-го.

Учитывая эти выводы и руководствуясь схемой рисунка 7 выведем электронную формулу марганца, воспользовавшись выведенной электронной формулой кальция.

Вслед за кальцием в IV периоде расположены 5 элементов: скандий, титан, ванадий, хром и марганец. Все они находятся в побочных подгруппах. Очередные электроны у элементов побочных подгрупп поступают на 3-й подслой предвнешнего слоя. В данном случае предвнешним является 3-й слой, 3-й подслой которого остался, как мы видели, временно не заполненным. Лишь теперь, «с запозданием», он и заполняется очередными 5-ю электронами названных пяти элементов. Электронная формула марганца имеет такой вид:

○ 2 | 2 | 6 | 2 | 6 | $\underset{\downarrow}{\underline{5}}$ | 2 или упрощенно ○ 2 | 8 | 13 | 2

Ограниченный объем книги не позволяет привести примеры вывода путем аналогичных рассуждений электронных формул лантанидов и актинидов. Но и приведенные примеры убедительно доказывают теснейшую взаимосвязь, существующую между периодической системой элементов и строением их атомов.

В свете строения атомов понятие «подгруппа», как совокупность химически родственных элементов, приобрело новый смысл. Выявилось, что подгруппа — это ряд

элементов-аналогов электронной структуры, что видно из приведенных примеров двух подгрупп (см. таблицы на стр. 38).

Ядро атома

С 1919 года началась новая эпоха в химии. В том году Резерфорду удалось осуществить первую в истории химии «алхимическую» реакцию; превратить азот в кислород. Достигнуть этого удалось не путем обычных химических реакций, а путем обстрела атомов азота α-частицами, испускаемыми радиоактивным элементом. Записать эту реакцию можно следующими способами.

а) $_7N^{14} + {}_2He^4 = {}_1H^1 + {}_8O^{17}$ б) $_7N^{14}(\alpha, p)_8O^{17}$

При обеих системах записи на первом месте пишут исходный атом («мишень»), на втором — частицу («снаряд»), на третьем выделившуюся частицу — «осколок», на последнем — полученный атом. «Осколком» в данном случае являлся выбитый из ядра азота протон (ядро атома водорода ($_1H^1$ или p). При подобных ядерных реакциях соблюдается основной закон природы — закон сохранения свойств материи (энергии, массы и заряда). Действительно, общая масса частиц как до реакции, так и после остается неизменной (=18); неизменным остается и суммарный положительный заряд (=9).

В 1932 году была осуществлена почти одновременно в Англии и в СССР ядерная реакция, обратная по смыслу данной: литий, обстрелянный протонами, превратился в два ядра гелия:

а) $_3Li^7 + {}_1H^1 = {}_2He^4 + {}_2He^4$ б) $_3Li^7(p, \alpha)_2He^4$

В том же 1932 году учеными разных стран была осуществлена новая важная ядерная реакция: при обстреле α-частицами атомов бериллия наряду с превращением его в углерод был обнаружен вылет частиц с массой, равной массе протона, но лишенных заряда, названных нейтронами ($_0n^1$ или n):

а) $_4Be^9 + {}_2He^4 = {}_0n^1 + {}_6C^{12}$ б) $_4Be^9(\alpha, n)_6C^{12}$

Помимо огромного теоретического значения ядерных реакций, позволяющих превращать один элемент в дру-

гой, осуществление их показало, что из ядер атомов вылетают в одних случаях — протоны, в других — α-частицы, в третьих — нейтроны.

Это подтверждало сделанные еще при изучении естественной радиоактивности элементов предположения о том, что ядра атомов являются частицами сложными, причем сложность эта все возрастает при переходе от элементов легких к элементам тяжелым.

Наступало время подведения первых итогов в этой новой области науки и создания первых теорий строения ядра.

Этому же способствовало экспериментальное обнаружение в 1929—1932 годах Скобельцыным (СССР) и Андерсоном (США) частицы, подобной электрону, но заряженной положительно и в отличие от него неустойчивой. Ее назвали позитроном (e^+).

Согласно теории советских ученых (1932), подкрепленной позже выводами немецкого ученого В. Гейзенберга, — ядра атомов состоят из частиц двух родов: а) протонов и б) нейтронов. Протон — частица, несущая элементарный положительный электрический заряд, масса которой близка к единице масс; обозначают эту частицу символами: ${}_1H^1$ или ${}_1p^1$ (упрощенно p).

Число протонов в ядре любого элемента равно порядковому номеру (№) элемента в периодической системе.

Нейтрон — частица электрически нейтральная, с массой, приближенно также равной единице масс; обозначают эту частицу символами: ${}_0H^1$ или ${}_0n^1$.

Число нейтронов в ядре любого элемента равно разности между округленной до целого числа массой (A) данного атома и порядковым номером (№) элемента.

Так, например, ядро атома натрия (№ 11, Na) состоит из 11 протонов и 23—11 = 12 нейтронов (23 — округленная до целого числа масса атома натрия); ядро атома золота (№ 79, Au) состоит из 79 протонов и 197—79 = = 118 нейтронов (197 — округленная до целого числа масса атома золота). Примеры эти показывают, как значительно усложняется ядро у элемента тяжелого (золото) по сравнению с элементом легким (натрий).

Выяснение состава ядер раскрыло и причину рассмотренного выше явления — изотопии. Очевидно, изо-

топы какого-либо элемента, отличаясь друг от друга лишь массой, имеют в своих ядрах одинаковое число протонов, но различное число нейтронов. Возьмем, например, хлор (№ 17, Cl). Его дробный атомный вес ($\approx$35,5) показывает, что элемент этот — смешанный, состоящий из атомов различной массы.

Действительно, у хлора имеются 2 изотопа: $_{17}Cl^{35}$ и $_{17}Cl^{37}$, смешанные в пропорции = 3 вес. г : 1 вес г. («средний» — с учетом пропорции — вес этой смеси и составит массу $\approx$35,5, соответствующую атомному весу элемента). Более легкий изотоп хлора содержит в ядре 17 протонов и 35—17=18 нейтронов; более тяжелый изотоп содержит в ядре 17 протонов и 37—17=20 нейтронов.

Наблюдаются случаи, когда два разных элемента периодической системы, близких по своему порядковому номеру, имеют атомы с одинаковой массой. Например, один из изотопов аргона ($_{18}Ar^{40}$) имеет такую же массу, как и один из изотопов кальция ($_{20}Ca^{40}$). Такие совпадающие по массе атомы различных элементов называются изобары (равновесящие).

Изотопы элементов, встречающиеся в составе земной коры, водной и воздушной оболочек земли, являются в подавляющем своем большинстве стабильными (устойчивыми).

Начиная с 1934 года искусственно, путем ядерных реакций, стали получать и нестабильные (радиоактивные) изотопы элементов. В настоящее время такие неустойчивые изотопы получены для всех элементов периодической системы, встречающихся в природе, то есть для элементов №№ 1—42; 44—60; 62—84; 86; 88—92. Получены они и для элементов, отсутствующих в природе: № 43, Tc — технеций; № 61 — Pm — прометий; № 85, At — астатий; № 87, Fr — франций; а также для элементов заурановых (№№ 93—103). Техническое применение таких нестабильных искусственных изотопов, называемых «меченными атомами», в различных областях науки и техники огромно.

Наличие стабильных изотопов у элементов подчинено некоторым закономерностям. Чтобы их понять, отметим, что все элементы относятся по своим порядковым номерам либо к четным, либо к нечетным. Казалось бы, не должно быть никакой принципиальной разницы

между четным элементом, например оловом (№ 50, Sn), и нечетным, например сурьмой (№ 51, Sb). Между тем чет и нечет имеют, оказывается, важное влияние на устойчивость элементов.

Все нечетные элементы имеют либо один изотоп, либо максимально два. Так, например, элемент № 9 — фтор — имеет один изотоп ($_9F^{19}$); элемент № 1 — водород — имеет два изотопа, носящих особые названия: (протий $_1H^1$ и дейтерий $_1H^2$).

Все же четные элементы, как правило, имеют большее число изотопов; наибольшим числом обладают четные элементы середины периодической системы. Так, кадмий (№ 48, Cd) имеет 8 изотопов с массами от 106 до 116; олово (50, Sn) имеет 10 изотопов с массами от 112 до 124; теллур (№ 52, Te) имеет 8 изотопов с массами от 120 до 130.

Из этого следует, что четному числу протонов в ядре (у четных элементов) могут соответствовать разные числа нейтронов, меняющиеся в довольно широких пределах. Так, у изотопов олова на 50 протонов может приходиться нейтронов от 62 (у самого легкого изотопа $_{50}Sn^{112}$) до 74 (у самого тяжелого изотопа $_{50}Sn^{124}$). Нечетному же числу протонов в ядре (у нечетных элементов) всегда соответствует либо строго определенное число нейтронов, как это наблюдается у фтора, либо только два разных числа нейтронов, как это имеет место, например, у водорода.

В земной коре наиболее часто встречаются четно-четные изотопы (имеющие четное число протонов и четное число нейтронов), например, изотоп кислорода $_8O^{16}$ (8 протонов, 8 нейтронов), изотоп кремния $_{14}Si^{28}$ (14 протонов, 14 нейтронов).

На долю таких изотопов приходится $=88\%$ от общего числа изотопов различных элементов.

Значительно менее представлены нечетно-четные изотопы, имеющие нечетное число протонов и четное число нейтронов, например изотоп алюминия $_{13}Al^{27}$ (13 протонов, 14 нейтронов), изотоп калия $_{19}K^{39}$ (19 протонов, 20 нейтронов). На их долю приходится $\approx 11\%$ от всех изотопов.

Природа сил внутриядерного стяжения протонов и нейтронов еще недостаточно выяснена. Ясно только, что вызывается это стяжение не электростатическим вза-

имодействием и не гравитационным (тяготением масс). Наряду с силами стяжения невыясненной природы между протонами и нейтронами в ядре существуют и силы взаимооталкивания между одноименно заряженными протонами.

По мере усложнения атома, то есть увеличения числа одноименно заряженных протонов, силы отталкивания возрастают. Для их преодоления требуется соответствующее увеличение сил стяжения, достигаемого увеличением в атомах числа нейтронов, как бы «цементирующих» ядро (см. рис. 8).

Действительно, у легких элементов пропорция между нейтронами и протонами в ядре близка к единице. Например, в ядре атома фтора ($_9F^{19}$) она составляет 10 : 9, в ядре атома кальция ($_{20}Ca^{40}$) — 1 : 1. Но по мере перехода к элементам более тяжелым пропорция эта изменяется в пользу нейтронов и уже у изотопа висмута ($_{83}Bi^{209}$) достигает величины ≈ 1,5. Однако и такое преобладание нейтронов не спасает положения, и, начиная с элемента полония (№ 84, Po), все элементы без исключения становятся неустойчивыми, радиоактивными. Элементы №№ 84—92 еще встречаются в земной коре; начиная же с № 93 и по № 103 включительно, они получены искусственно путем ядерных реакций.

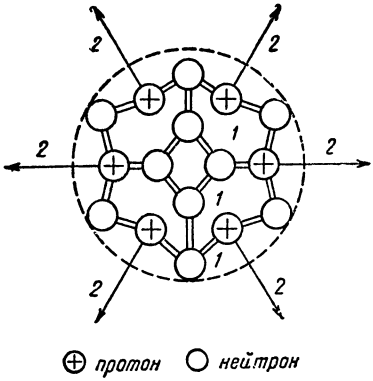

Рис. 8. Условное изображение сил притяжения *1* и отталкивания *2* между элементарными частицами ядра.

Радиоактивность атомов

Современная наука считает, что протоны и нейтроны — частицы родственные, способные взаимопревращаться в ядре друг в друга. Но так как одна из этих частиц заряжена положительно, другая же — электрически нейтральна, то это взаимопревраще-

ние сопровождается выделением положительного или отрицательного элементарного электрического заряда.

Изобразим эти взаимопревращения:

а) $_0n^1 \rightarrow {}_{+1}p^1 + {}_{-1}e^0$; б) $_1p^1 \rightarrow {}_0n^1 + {}_{+1}e^0$

(Символами $_0n^1$, $_{+1}p^1$, $_{-1}e^0$ и $_{+1}e^0$ обозначены соответственно: нейтрон, протон, позитрон и электрон, масса электрона и позитрона ничтожно мала по сравнению с массой протона и нейтрона, поэтому она условно приравнена нулю).

Иначе говоря, при превращении в ядре одного из нейтронов в протон, выделяется электрон, или, что то же, $\overset{-}{\beta}$ (бета-минус)-частица. При превращении же в ядре одного из протонов в нейтрон выделяется позитрон, или, что то же, $\overset{+}{\beta}$ (бета-плюс)-частица.

Можно, очевидно, сделать и обратный вывод. А именно: если какой-то радиоактивный атом выбрасывает электрон, то есть обладает бета-минус излучением (выбрасывает же он этот электрон не из электронной оболочки, а из ядра!), то в ядре один из нейтронов «перерождается» в протон и образующийся «дочерний» (по отношению к исходному) элемент имеет № на единицу больше исходного. Если же какой-то радиоактивный атом выбрасывает позитрон, то есть обладает бета-плюс излучением, то в ядре этого атома один из протонов «перерождается» в нейтрон, заряд ядра снижается на единицу, и образующийся «дочерний» элемент имеет № на единицу меньше исходного. Так, например,

$$_{92}U^{239} \rightarrow \underset{(\overset{-}{\beta})}{_{-1}e^0} + {}_{93}Np^{239}; \quad _{15}P^{30} \rightarrow \underset{(\overset{+}{\beta})}{_{+1}e^0} + {}_{14}Si^{30}$$

В первом примере атом урана с массою = 239 за счет бета-минус излучения превращается в атом нептуния. Ядро урана состояло из 92 протонов и 239—92=147 нейтронов; бета-минус частица могла образоваться лишь за счет «перерождения» одного нейтрона в протон. В образовавшемся ядре нептуния протонов — 93, нейтронов же 239—93=146. Во втором примере атом фосфора с массою=30 превращается за счет бета-плюс излучения в атом кремния. Ядро фосфора состояло из 15 протонов и 15 нейтронов; бета-плюс частица (позитрон) могла образоваться лишь за счет «перерождения» одного протона

в нейтрон. В образовавшемся ядре кремния имеется 14 протонов и 30—14=16 нейтронов.

Таким в настоящее время представляется механизм бета-минус и бета-плюс радиоактивности (см. рис. 9,*а,б*).

При альфа-излучении исходное ядро теряет сразу два протона и два нейтрона. Понятно, что «дочернее» ядро будет иметь общую массу на 4 единицы меньше исходного; положительный же заряд уменьшится на 2 едини-

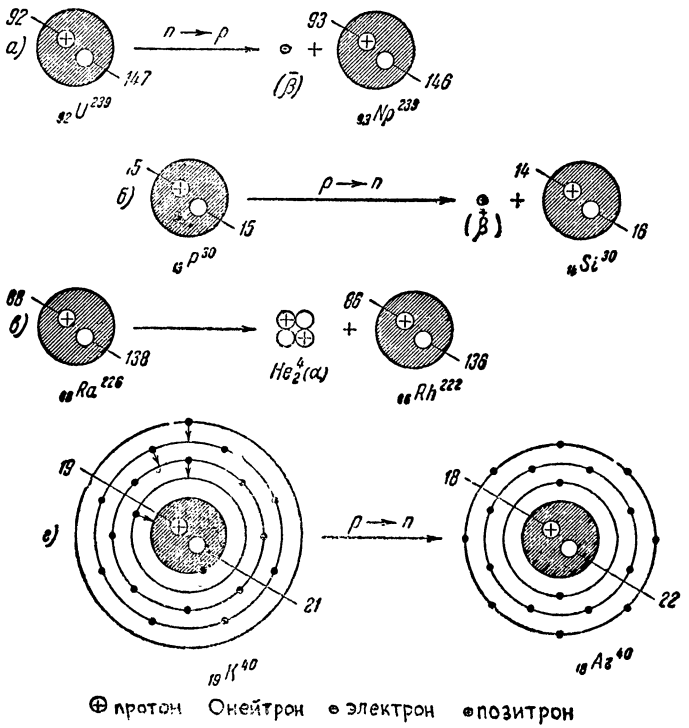

Рис. 9. Механизм радиоактивных превращений.

цы; следовательно, образовавшийся «дочерний» элемент будет иметь № на 2 единицы меньше исходного. Это отчетливо видно на примере превращения атома радия (№ 88, Ra) с массою = 226 в атом радона (№ 86, Rn) с массою=222 за счет альфа-излучения:

$$_{88}Ra^{226} \rightarrow \underset{(\alpha)}{_{2}He^{4}} + {_{86}Rn^{222}} \quad \text{(см. рис. 9,в).}$$

Однако радиоактивность атомов может осуществляться и иначе.

Существуют еще два важных вида радиоактивности, открытые около 1940 года и называемые электронным захватом и спонтанным (самопроизвольным) делением ядер.

Сущность электронного захвата (E = захвата) состоит в том, что у некоторых изотопов некоторых элементов ядро «захватывает» один из ближайших электронов оболочки, чаще всего из 1-го слоя. При этом один из протонов ядра преобразуется в нейтрон по схеме:

$$+_1p^1 + -_1e^0 \longrightarrow {}_0n^1$$

Заряд ядра уменьшается на единицу; на место же поглощенного ядром электрона 1-го слоя «проваливается» один из электронов 2-го слоя; на его место — один из электронов 3-го слоя и так далее. Заключительным результатом этого процесса является исчезновение одного из внешних электронов атома и «перерождение» исходного элемента в элемент с порядковым номером на единицу меньшим, как при β^+-излучении. Таким путем, например, изотоп ${}_{19}K^{40}$ превращается в изотоп аргона ${}_{18}Ar^{40}$ по схеме:

$${}_{19}K^{40} \xrightarrow{E\text{-захват}} {}_{18}Ar^{40} \qquad \text{(см. рис. 9,}г\text{)}.$$

Изотоп ${}_{19}K^{40}$, преобладавший у элемента «калий» в отдаленные времена, постепенно превращался в изотоп аргона ${}_{18}Ar^{40}$. При этом атомный вес калия уменьшался, атомный вес аргона увеличивался. Это и привело к современной нелогичной на первый взгляд расстановке этих элементов вопреки их атомным весам. Пример этот показывает, что все в природе, в том числе и атомы, находится в вечном движении и изменении.

Спонтанное деление ядер, открытое советскими учеными, заключается в том, что у очень тяжелых атомов наблюдается иногда самопроизвольное раскалывание их ядер на две неравные половины, с образованием из исходного элемента двух других средней тяжести каждый.

Оба последних вида радиоактивности особенно типичны для тяжелых элементов: чрезмерная перегрузка ядра протонами способна повести к его самораскалыва-

нию. С другой стороны, у тяжелых элементов в силу возрастания заряда ядра электронная оболочка все более сжимается: это приводит к усилению взаимодействия между ней и ядром, к возрастанию вероятности электронного захвата. Эти два вида радиоактивности, по-видимому, и создадут предел синтезу новых элементов и дальнейшему усложнению периодической системы.

Протоны и нейтроны, образующие ядра элементов, связаны между собой силами стяжения. Прочность этих сил в ядрах различных элементов неодинакова.

Наибольшей прочностью обладают ядра элементов средней тяжести: железа, никеля и соседних с ними влево и вправо по IV периоду элементов. Ядра легких элементов и ядра тяжелых элементов имеют значительно меньшую прочность. Эти выводы привели к выявлению основных принципиальных путей, которыми можно выделять громадную энергию, заключенную в ядрах элементов. 1-й возможный путь заключается в осуществлении таких ядерных реакций, при которых можно было бы из ядра тяжелого и, следовательно, не очень прочного, получить два ядра средней тяжести каждое, соответствующих элементам середины периодической системы. Этот путь был экспериментально выявлен в 1939 году при обстреле урана нейтронами и вскоре осуществлен в форме реакции деления ядер урана (или плутония), иначе говоря в форме взрыва атомных бомб (урановой или плутониевой). Одновременно были найдены пути управления подобными реакциями деления в целях избежания катастрофически взрывного характера их, и ныне этот путь нашел важное мирное применение в ядерных реакторах.

2-й путь заключается в осуществлении таких ядерных реакций, при которых из ядер наиболее легких (из протонов, дейтронов, тритонов) [1] образуются ядра более тяжелые, например ядро гелия. Подобные реакции осуществляются на Солнце; их называют «солнечными» или термоядерными. Этот путь пока осуществлен лишь в форме «водородной бомбы». Если бы удалось «обуздать» практически неограниченную мощность этой реакции, научиться управлять ею, тогда человечество навсегда разрешило бы проблему обеспечения себя энергией: во-

[1] Тритон — ядро искусственно полученного атома водорода с массой = 3, называемого *тритий*: его обозначают символом $_1H^3$.

дородное «топливо», неисчерпаемое по своим запасам, пришло бы на смену древесному, нефтяному, угольному и даже урановому. Над решением этой величественной задачи работают сейчас самые выдающиеся ученые СССР, Англии, США.

* *
*

Периодический закон — один из важнейших законов природы. Периодическая система элементов — величайшее научно-философское обобщение огромного фактического материала химии, квинтэссенция химической науки, краткий конспект химии, величайший по своему значению «справочник» и «путеводитель» химика, физика, геолога, металлурга, минеролога.

Огромно педагогическое значение периодической системы, отражающей собой: свойства элементов (как видов атомов); свойства простых веществ, соответствующих по названию этим элементам; свойства сложных веществ (химических соединений); строение электронных оболочек атомов; строение ядер атомов. Во всем мире изучение химии и в средних школах и в вузах ведется на основе периодической системы элементов.

Еще грандиознее научное значение периодической системы. Она установила родственную связь между элементами, показала материальное единство мира, предопределила развитие учения о строении атома, а на базе этого последнего— искусственную взаимопревращаемость элементов, синтез элементов, отсутствующих в природе, синтез неустойчивых атомов природных элементов, выделение внутриатомной энергии.

Периодическая система элементов имеет также громадное философско-познавательное значение. Она является ярчайшей иллюстрацией справедливости основных черт диалектического материализма: взаимосвязи явлений, непрерывности развития, перехода количественных изменений в качественные, борьбы и единства противоположностей. Менделееву, более чем кому-либо из ученых, обязана химия своими всесторонними успехами.

Главная подгруппа I группы
(щелочные металлы)

Период	№ элемента	Химич. символ	Название	Атомный вес	Строение электронной оболочки	Радиус атома (A°)	Энергия ионизации (*ккал/г-ат*)	Удельный вес	Температура плавления	Температура кипения
II	3	Li	литий	6, 94	○ 2 | 1	1,57	123,5	0,53	186°	1370°
III	11	Na	натрий	22, 997	○ 2 | 8 | 1	↓	↓	↓	↓	↓
IV	19	K	калий	39, 096	○ 2 | 8 | 8 | 1					
V	37	Rb	рубидий	85, 48	○ 2 | 8 | 18 | 8 | 1					
VI	55	Cs	цезий	132, 91	○ 2 | 8 | 18 | 18 | 8 | 1	2,74	89,2	1,9	28°	670°
VII	87	Fr	франций	[223]	○ 2 | 8 | 18 | 32 | 18 | 8 | 1	?	?	?	?	?

Главная подгруппа VII группы
(галогены)

Период	№ элемента	Химич. символ	Название	Атомный вес	Строение электронной оболочки	Радиус атома (A°)	Энергия ионизации (*ккал/г-ат*)	Удельный вес	Температура плавления	Температура кипения
II	9	F	фтор	19,00	○ 2 | 7	0,67	414,7	1,1 (ж)	—218°	—187°
III	17	Cl	хлор	35,457	○ 2 | 8 | 7	↓	↓	1,5 (ж)	↓	↓
IV	35	Br	бром	79,916	○ 2 | 18 | 7 | 8			3,1		
V	53	J	йод	126,91	○ 2 | 8 | 18 | 18 | 7	1,36	242	4,9	+114°	+184°
VI	85	At	астатин	[210]	○ 2 | 8 | 18 | 32 | 18 | 7	?	?	?	?	?

Советуем прочитать

Колесников А. Л. Закон Менделеева, М., Гостехиздат, 1954, 40 стр.

В этой книге в доступной форме рассказывается об открытии Д. И. Менделеевым периодического закона, о создании им системы химических элементов и о последующих открытиях, подтвердивших предвидения Менделеева.

Степанов Б. И. История великого закона, М., Учпедгиз, 1956, 190 стр.

Автор в популярной форме знакомит читателя с возникновением представлений об атомах и элементах, с доменделеевскими попытками систематизации элементов, с историей открытия периодического закона и создания периодической системы элементов Д. И. Менделеевым, говорит о значении этого открытия для развития науки.

Левант Г. Е. Периодический закон Д. И. Менделеева и строение атомов, М., «Высшая школа», 1960, 45 стр.

Книга написана в форме лекции по курсу общей химии для нехимических вузов. Автор в достаточно популярной форме рассматривает взаимосвязь периодической системы со строением электронных оболочек атомов.

Агафошин Н. П. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Строение атома, М., Учпедгиз, 132 стр.

В книге подробно рассказывается о развитии представлений об атомах и об элементах; рассматриваются доменделеевские попытки систематизации элементов, создание Менделеевым периодической системы элементов и ее конструкция. 2-я часть книги посвящена изложению строения электронной оболочки атома и ядра. Особое внимание в книге уделено взаимосвязи периодической системы со строением атомов элементов.

Писаржевский О. Н. Дмитрий Иванович Менделеев., М., Изд. АН СССР, 1959, 391 стр.

В книге содержится материал о жизни и многогранной научной и общественной деятельности корифея русской науки — Д. И. Менделеева

Краткий словарик к тексту брошюры

Атомный вес — относительный вес атома химического элемента. В настоящее время измеряется по отношению к международной кислородной единице (1/16 части среднего веса атома природного кислорода).

Валентность — свойство атома какого-либо элемента соединяться с определенным числом атомов другого элемента.

Кулон — единица количества электричества. Количество электричества, протекающее через поперечное сечение проводника за 1 секунду при силе тока в 1 ампер.

Люминесценция — холодное свечение различных тел, вызываемое ударом, трением, облучением и т. д.

Спектр — совокупность простых электромагнитных колебаний, на которые разлагается сложное электромагнитное колебательное движение, например свет.

Химический эквивалент — весовое количество элемента, соединяющееся с 1 весовой частью водорода или с 8 весовыми частями кислорода.

Электростатическая единица — единица количества электричества, выраженная в системе сантиметр-грамм-секунда.

Ядерная физика — раздел современной физики, изучающий атомное ядро, ядерные превращения и элементарные частицы

6 коп.