

4. СТАБИЛЬНЫЕ ИЗОТОПЫ

Прежде, чем переходить к радиоактивным, коротко остановимся на свойствах стабильных изотопов.

Основная заслуга в их открытии принадлежит английскому физика **Ф.Астону**. В 1919 он установил, что инертный газ неон (атомный вес – 20,2) является смесью двух изотопов с атомными весами 20 и 22. Ученый проводил исследования на протяжении полутора десятилетий и обнаружил 210 стабильных изотопов большинства элементов. Немалый вклад принадлежит американскому ученому А.Демпстеру – 37 изотопов. В работах принимали участие и другие исследователи, но большинство ограничивалось констатацией одного-двух новых видов атомов. Важным событием стало открытие в 1929 изотопов кислорода с A , равным 17 и 18, У.Джиоком и Г.Джонстоном (США). Наличие у кислорода трех изотопов повлияло на выбор шкалы атомных весов. В 1932 Г.Юри, Ф.Брикведде и Г.Мэрфи (США) обнаружили тяжелый изотоп водорода – дейтерий с $A = 2$. Последним по времени обнаружения (1949) оказался ванадий-50.

Сведения о стабильных изотопах приведены в **Табл. 3**.

Замечание. Некоторые из «стабильных» изотопов (калий-40, ванадий-50, рубидий-87, индий-115, сурьма-123, лантан-138, церий-142, неодим-144, самарий-147, лютеций-176, рений-187, платина-190 и свинец-204) на самом деле стабильны - у них обнаружена β -радиоактивность или α -радиоактивность (Ce, Nd, Sm, Pt) с очень большими периодами полураспада ($> 10^{15}$ лет). Обычно их относят к стабильным. В таблицу включены также радиоактивные изотопы тория и урана, содержащиеся на Земле в достаточно больших количествах.

Таблица содержит 282 стабильных изотопа, количество которых для различных элементов варьируется в широких пределах. Один-единственный вид свойственен 21 элементу с нечетным Z (исключение – бериллий с $Z = 4$). По два изотопа имеют 20 элементов также с нечетными Z (кроме гелия с $Z = 2$ и углерода с $Z = 6$). Шесть элементов – кислород, неон, магний, кремний, аргон и калий – представлены тремя изотопами, у всех остальных элементов с четными Z насчитывается от 4 до 10 изотопов. Свообразными «рекордсменами» оказываются кадмий и теллур (по 8 изотопов), ксенон (9) и олово (10). В таблице отсутствуют элементы с $Z = 43$ (технеций) и $Z = 61$ (прометий). Они не имеют стабильных изотопов и получены искусственно с помощью ядерных реакций. Нет в таблице и изотопов с A , равными 5 и 8.

Большинство изотопов (173) имеют четные A , причем почти все из них содержат в ядрах атомов четные количества Z и N . Изотопов с нечетными A заметно меньше (109). У элементов с четными Z не бывает больше двух изотопов с нечетными A (исключение – Ar с $Z = 18$ и Ce с $Z = 58$, все их изотопы имеют четные A). Совокупность изотопов элемента с определенным значением Z (если их больше одного) называют «плеядой». Распространенность отдельных изотопов в «плеяде» различна. Для «легких» представителей периодической системы ($Z < 32$) при четных Z преобладают изотопы с меньшими значениями A . У последующих элементов, напротив, природа отдает предпочтение изотопам с большими значениями A . Из двух изотопов с нечетными Z более распространенным является тот, у которого A меньше.

В целом же картина такова. У элементов от водорода до никеля ($Z = 28$) наблюдается резко повышенная распространенность какого-то одного изотопа. При больших значениях Z , хотя содержание изотопов в «плеяде» различается (иногда довольно существенно), фактор абсолютного «лидерства» уже не проявляется. Наиболее распространенными в природе элементами являются (% мас. земной коры): кислород (47), кремний (29,5), алюминий (8,05), железо (4,65), кальций (2,96), натрий (2,5), калий (2,5) и магний (1,87). Их суммарное содержание более 99%. Следовательно, на долю остальных приходится менее 1%. Из этой «восьмерки» алюминий и натрий представлены единственным видом атомов (^{27}Al и ^{23}Na); у других – один из изотопов имеет резко преобладающее содержание (^{16}O , ^{28}Si , ^{56}Fe , ^{40}Ca , ^{39}K , ^{24}Mg). Таким образом, перечисленные изотопы являются тем материалом, из которого фактически построена вся «земная твердь». Главные «компоненты» атмосферы – ^{14}N и ^{16}O . Наконец, водное пространство – сочетания того же изотопа кислорода с легким изотопом водорода (^1H). Водород, кислород вместе с углеродом и азотом входят во все растительные и животные организмы, в связи с чем их выделяют в особую группу элементов – органоенов.

Таким образом, всего десять стабильных изотопов в решающей степени обуславливают бесконечное разнообразие неорганической и органической природы.

Почему почти половина элементов, существующих на Земле, представлены лишь одним или двумя видами атомов? Почему содержания отдельных изотопов в «плеядах», как правило, заметно различаются? Почему, наконец, природа отдает предпочтение разновидностям атомов с четными значениями Z ? Перечень подобных вопросов легко продолжить. Ответы на них с той или иной степенью полноты дает теоретическая ядерная физика. Разумеется, в рамках данной статьи невозможно даже в общих чертах изложить их суть. В связи с этим ограничимся рассмотрением лишь одной, но весьма важной закономерности, во многом определяющей «статистику» стабильных изотопов.

В ядерной физике существует понятие «изобары» – разновидности атомов с одинаковыми A , но различными Z и N . В 1934 немецкий ученый Й.Маттаух сформулировал правило: если два изобара отличаются по величинам Z на 1, то один из них должен быть нестабильным. Например, в паре изобаров

^{40}Ar – ^{40}K последний радиоактивен. Это правило дает возможность внести определенную ясность в некоторые особенности «изотопной статистики».

Почему у элементов с $Z = 43$ и 61 нет стабильных изотопов? В принципе они могли бы иметь один или два устойчивых вида атомов. Однако соседние с технецием и прометием элементы (молибден и рутений, неодим и самарий соответственно) представлены в природе большим числом изотопов в широком диапазоне A . Согласно правилу изобаров, вероятные значения A для $Z = 43$ и 61 оказываются «запрещенными». Когда изотопы технеция и прометия были синтезированы, то выяснилось, что большинство из них характеризуются невысокой продолжительностью жизни.

На заре эволюционного развития Земли распространенность изотопов различных элементов отличалась от современных. Еще присутствовали многие радиоактивные изотопы с относительно большими периодами полураспада. Постепенно они превращались в стабильные изотопы других элементов, благодаря чему изменялось их содержание в «плеядах». Сохранились лишь «первичные» торий-232, уран-238 и уран-235, но и их земные ресурсы за миллиарды лет уменьшились. Если бы они не были столь долгоживущими, то ныне отсутствовали бы и «вторичные» элементы, изотопы которых составляют радиоактивные «семейства». В таком случае естественной верхней границей периодической системы оказался бы висмут с $Z = 83$.

Таким образом, правило изобаров играло своеобразную «сортирующую» роль. Оно «отсеивало» разновидности атомов с небольшой продолжительностью жизни, изменяло первоначальный изотопный состав элементов и в конечном счете способствовало окончательному формированию той картины «мира стабильных изотопов», которая представлена в таблице.

Со времени создания Дж.Дальтоном химической атомистики атомный вес (масса) долго был единственной фундаментальной количественной характеристикой элемента. Определение его для многих элементов требовало тщательных экспериментальных исследований и зависело от выбора определенной «точки отсчета» – шкалы атомных весов (кислородной $O = 16$ или водородной $H = 1$). В 1864 английский химик Дж.Ньюлендс впервые расположил известные в ту пору элементы в порядке увеличения их атомных весов. Эта естественная последовательность существенно способствовала открытию периодического закона и разработке структуры периодической системы.

Однако в трех случаях возрастание атомных весов нарушалось: кобальт был тяжелее никеля, теллур – йода, аргон – калия. Подобные «аномалии», как считали некоторые исследователи, подрывали основы периодического закона. Сам же Д.И.Менделеев не придавал серьезного значения этим «аномалиям», полагая, что рано или поздно они получат объяснение. Так и случилось в действительности. Однако если «аномалий» было бы не три, а больше, то сама констатация явления периодического изменения свойств элементов оказалась бы не столь очевидной. Но дело в том, что природа ограничила их число.

Атомную массу элемента можно рассчитать по формуле:

$$A_T = 1/100(aA_1 + bA_2 + cA_3\dots), \quad (7)$$

где a, b, c – содержания (в %) в «плеяде» изотопов с массовыми числами $A_1, A_2, A_3\dots$ соответственно. Как видно из таблицы, у аргона резко преобладает изотоп с $A = 40$, тогда как у калия – более легкий с $A = 39$. Такая же картина наблюдается и для других «аномальных пар» ($A = 59$ – у кобальта и $A = 58$ – у никеля; $A = 130$ – у теллура и $A = 127$ – у йода). По этой причине атомные массы предшествующих элементов в парах оказываются большими, чем последующих.

В 1911–1914 гг. была разработана ядерно-электронная модель атома Э.Резерфорда – Н.Бора и доказано А.Ван ден Бруком и Г.Мозли, что порядковый номер элемента в периодической системе численно равен заряду ядра его атома. В результате стало очевидным: ряд химических элементов, выстроенных в порядке возрастания их атомных весов, почти идеально (за исключением «аномалий») совпал с последовательностью элементов, отвечающей монотонному увеличению Z . Причина этого удивительного совпадения заключается в «фиксированности» изотопного состава существующих на Земле элементов. Мы уже отмечали, что в начале ее эволюции этот состав был иным. Однако он не мог резко отличаться от современного. Следовательно, изначальная распространенность стабильных изотопов была результатом процессов, связанных с фундаментальными событиями, относящимися к сфере астрофизических представлений. Говоря точнее, с проблемой происхождения элементов.

Еще в 1920-х высказывались идеи, что образование элементов происходит в атмосфере звезд, в условиях очень высоких температур и давлений. Позднее стали разрабатываться общие теории происхождения элементов. Одна из них, предложенная в 1948 г. Р.Альфером, Г.Бёте и Г.Гамовым, предполагала, что синтез элементов произошел в результате «взрыва» нейтронной звезды. Освободившиеся нейтроны распадались на протоны и электроны. Протоны и электроны группировались в более сложные системы – атомы различных элементов. Согласно авторам теории, путем последовательного захвата нейтронов и β^- -распадов образующихся атомов возникало огромное количество радиоактивных и стабильных изотопов, в том числе и тех, которые ныне существуют на Земле. Причем весь процесс синтеза осуществился за 15 мин (!). Однако

эта изящная теория оказалась несостоятельной. Так, изотопы с $A = 5$ и 8 (они, кстати, отсутствуют в таблице) настолько нестабильны, что распадаются раньше, чем их ядра успевают захватить очередной нейтрон.

В настоящее время доказано, что синтез элементов постоянно происходит в звездах, причем на разных стадиях их эволюции. Те или иные совокупности изотопов образуются благодаря различным ядерным реакциям. Получила достаточно удовлетворительное объяснение космическая распространенность элементов, которая заметно отличается от земной. Так, господствующими в космосе оказываются водород и гелий. Однако по мере увеличения Z это различие становится менее выраженным. «Каркас» современного изотопного состава элементов на Земле был построен многие миллиарды лет назад, а его «доводка» связана уже с процессами, происходившими на протяжении истории нашей планеты.

Табл. 3. Массовые числа стабильных изотопов и их относительная распространенность

| Элемент | Z | Значения A и распространенность, % | Элемент | Z | Значения A и распространенность, % |
|---------|----|--|---------|----|------------------------------------|
| H | 1 | 1 (99,98) ; 2 (0,015) | Sn | 50 | 112 (0,95); 114 (0,65); |
| He | 2 | 3 ($1,3 \cdot 10^{-4}$); 4 (99,999) | | | 115 (0,34); 116 (14,24); |
| Li | 3 | 6 (7,5); 7 (92,5) | | | 117 (7,57); 118 (24,01); |
| Be | 4 | 9 (100) | | | 119 (8,58); 120 (32,97) ; |
| B | 5 | 10 (18,8); 11 (81,2) | | | 122 (4,71); 124 (5,98) |
| C | 6 | 12 (98,892) ; 13 (1,108) | Sb | 51 | 121 (57,25) ; 123 (42,75) |
| N | 7 | 14 (99,635) ; 15 (0,365) | Te | 52 | 120 (0,089); 122 (2,46); |
| O | 8 | 16 (99,759) ; 17 (0,037); | | | 123 (0,87); 124 (4,61); |
| | | 18 (0,204) | | | 125 (6,99); 126 (18,7); |
| F | 9 | 19 (100) | | | 128 (31,79); 130 (34,49) |
| Ne | 10 | 20 (90,92) ; 21 (0,257); | I | 53 | 127 (100) |
| | | 22 (8,82) | Xe | 54 | 124 (0,096); 126 (0,09); |
| Na | 11 | 23 (100) | | | 128 (1,92); 129 (26,44); |
| Mg | 12 | 24 (78,60) ; 25 (10,11); | | | 130 (4,08); 131 (21,18); |
| | | 26 (11,29) | | | 132 (26,89) ; 134 (10,44); |
| Al | 13 | 27 (100) | | | 136 (8,87) |
| Si | 14 | 28 (92,27) ; 29 (4,68); | Cs | 55 | 133 (100) |
| | | 30 (3,05) | Ba | 56 | 130 (0,101); 132 (0,097); |
| P | 15 | 31 (100) | | | 134 (2,42); 135 (6,59); |
| S | 16 | 32 (95,1) ; 33 (0,74); | | | 136 (7,81); 137 (11,32); |
| | | 34 (4,2); 36 (0,016) | | | 138 (71,66) |
| Cl | 17 | 35 (75,4) ; 37 (24,6) | La | 57 | 138 (0,089); 139 (99,911) |
| Ar | 18 | 36 (0,337); 38 (0,063); | Ce | 58 | 136 (0,193); 138 (0,250); |
| | | 40 (99,60) | | | 140 (88,48) ; 142 (11,07) |
| K | 19 | 39 (93,08) ; 40 (0,0119); | Pr | 59 | 141 (100) |
| | | 41 (6,91) | Nd | 60 | 142 (27,13) ; 143 (12,20); |
| Ca | 20 | 40 (96,97) ; 42 (0,64); | | | 144 (23,87); 145 (8,30); |
| | | 43 (0,145); 44 (2,06); | | | 146 (17,18); 148 (5,72); |
| | | 46 (0,0033); 48 (0,785) | | | 150 (5,60) |
| Sc | 21 | 45 (100) | Sm | 62 | 144 (3,16); 147 (15,07); |
| Ti | 22 | 46 (7,95); 47 (7,75); | | | 148 (11,27); 149 (13,84); |
| | | 48 (73,45) ; 49 (5,51); | | | 150 (7,47); 152 (26,63) ; |
| | | 50 (5,34) | | | 154 (22,53) |
| V | 23 | 50 (0,24); 51 (99,76) | Bu | 63 | 151 (47,77); 153 (52,23) |
| Cr | 24 | 50 (4,31); 52 (83,76) ; | Gd | 64 | 152 (0,20); 154 (2,15); |
| | | 53 (9,55); 54 (2,38) | | | 155 (14,73); 156 (20,47); |
| Mn | 25 | 55 (100) | | | 157 (15,68); 158 (24,87) ; |
| Fe | 26 | 54 (5,84); 56 (91,68) ; | | | 160 (21,90) |
| | | 57 (2,17); 58 (0,31) | Tb | 65 | 159 (100) |
| Co | 27 | 59 (100) | Dy | 66 | 156 (0,052); 158 (0,090); |
| Ni | 28 | 58 (67,76) ; 60 (26,16); | | | 160 (2,29); 161 (18,88); |
| | | 61 (1,25); 62 (3,66); | | | 162 (25,53); 163 (24,97); |
| | | 64 (1,16) | | | 164 (28,18) |
| Cu | 29 | 63 (69,1) ; 65 (30,9) | Ho | 67 | 165 (100) |
| Zn | 30 | 64 (48,89) ; 66 (27,81); | Er | 68 | 162 (0,136); 164 (1,56); |
| | | 67 (4,11); 68 (18,56); | | | 166 (33,41) ; 167 (22,94); |
| | | 70 (0,62) | | | 168 (27,07); 170 (14,88) |
| Ga | 31 | 69 (60,65) ; 71 (39,5) | Tm | 69 | 169 (100) |
| Ge | 32 | 70 (20,55); 72 (27,37); | Yb | 70 | 168 (0,140); 170 (3,03); |
| | | 73 (7,67); 74 (36,74) ; | | | 171 (14,31); 172 (21,82); |
| | | 76 (7,67) | | | 173 (16,13); 174 (31,84) ; |
| As | 33 | 75 (100) | | | 176 (12,73) |

| | | |
|----|----|--|
| Se | 34 | 74 (0,87); 76 (9,02); 77 (7,58); 78 (23,52); 80 (49,82) ; 82 (9,19) |
| Br | 35 | 79 (50,52) ; 81 (49,48) |
| Kr | 36 | 78 (0,354); 80 (2,27); 82 (11,56); 83 (11,55); 84 (56,90) ; 86 (17,37) |
| Rb | 37 | 85 (72,15) ; 87 (27,85) |
| Sr | 38 | 84 (0,56); 86 (9,86); 87 (7,02); 88 (82,56) |
| Y | 39 | 89 (100) |
| Zr | 40 | 90 (51,46) ; 91 (11,23); 92 (17,11); 94 (17,40); 96 (2,8) |
| Nb | 41 | 93 (100) |
| Mo | 42 | 92 (15,86); 94 (9,12); 95 (15,70); 96 (16,50); 97 (9,45); 98 (23,75) ; 100 (9,62) |
| Ru | 44 | 96 (5,68); 98 (2,22); 99 (12,81); 100 (12,70); 101 (16,98); 102 (31,34) ; 104 (18,27) |
| Rh | 45 | 103 (100) |
| Pd | 46 | 102 (0,8); 104 (9,3); 105 (22,6); 106 (27,2); 108 (26,8) ; 110 (13,5) |
| Ag | 47 | 107 (51,35) ; 109 (48,65) |
| Cd | 48 | 106 (1,215); 108 (0,875); 110 (12,39); 111 (12,75); 112 (24,07); 113 (12,26); 114 (28,86) ; 116 (7,58) |
| In | 49 | 113 (4,23); 115 (95,77) |

| | | |
|----|----|---|
| Lu | 71 | 175 (97,4) ; 176 (2,6) |
| Hf | 72 | 174 (0,2); 176 (5,23); 177 (18,55); 178 (27,23); 179 (13,73); 180 (35,07) |
| Ta | 73 | 181 (100) |
| W | 74 | 180 (0,135); 182 (26,4); 183 (14,4); 184 (30,06) ; 186 (28,4) |
| Re | 75 | 185 (37,07); 187 (62,93) |
| Os | 76 | 184 (0,018); 186 (1,59); 187 (1,64); 188 (13,3); 189 (16,1); 190 (26,4); 192 (41,0) |
| Ir | 77 | 191 (38,5); 193 (61,5) |
| Pt | 78 | 190 (0,012); 192 (0,78); 194 (32,8); 195 (33,7) ; 196 (25,4); 198 (7,23) |
| Au | 79 | 197 (100) |
| Hg | 80 | 196 (0,146); 198 (10,02); 199 (16,84); 200 (23,13); 201 (13,22); 202 (29,80) ; 204 (6,85) |
| Tl | 81 | 203 (29,50); 205 (70,50) |
| Pb | 82 | 204 (1,48); 206 (23,6); 207 (22,6); 208 (52,3) |
| Bi | 83 | 209 (100) |
| Th | 90 | 232 (100) |
| U | 92 | 234 (0,006); 235 (0,712); 238 (99,28) |

Примечание. Полужирным выделены элементы, у которых отсутствует изотопы, а также наиболее распространенный изотоп в «спинде».