

3. СТРОЕНИЕ АТОМОВ И МОЛЕКУЛ

3.1. Строение ядер атомов химических элементов

Атом является сложной электромагнитной системой, включающей элементарные частицы: протоны, нейтроны и электроны (табл. 2).

Таблица 2

Элементарные частицы, составляющие атом

Название	Обозначение	Заряд	Масса
Протон	1_1p	+1	1
Нейтрон	1_0n	0	1
Электрон	e	-1	1/1840

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов, поэтому в нем и сосредоточена основная масса атома. Положительный заряд ядра атома придают протоны.

Сумма протонов Z и нейтронов N есть массовое число элемента A : $A = Z + N$.

Вокруг ядра в атоме располагаются электроны, число которых равно числу протонов, так как атом электро-нейтрален.

3.2. Изотопы. Изобары

В ядрах атомов одного и того же химического элемента содержится одинаковое число протонов, но может быть разное число нейтронов. Такие атомы имеют разную

массу, но одинаковый заряд ядра и, значит, одинаковое число электронов.

Виды атомов одного и того же элемента, имеющих одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называются *изотопами*.

Каждый изотоп характеризуется массовым числом и порядковым номером. Массовое число проставляется вверху слева от химического знака, а порядковый номер внизу слева. Изотопы известны для всех химических элементов. Так, у хлора существуют изотопы: $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$; у кислорода: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$; у калия: $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{41}_{19}\text{K}$ и т. д.

Относительные атомные массы элементов, приводимые в периодической системе, есть средние массовые числа природных смесей изотопов. Поэтому они и отличаются от целочисленных значений.

Изотопы, имеющие одинаковые массовые числа, но различные заряды ядер, называются *изобарами*. Например: $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$; $^{56}_{24}\text{Cr}$, $^{56}_{26}\text{Fe}$; $^{112}_{48}\text{Cd}$, $^{112}_{50}\text{Sn}$.

3.3 Радиоактивность. Ядерные реакции

Явление радиоактивности было обнаружено А. Беккерелем в 1896 г.

Радиоактивный распад — это самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого элемента, сопровождающееся испусканием невидимых глазом лучей (радиоактивное излучение).

Радиоактивное излучение неоднородно. Оно может разделяться на α -лучи — это поток положительно за-

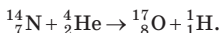
рженных ядер атома гелия со скоростью 20 000 км/с; β -лучи — поток электронов со скоростью от 100 000 до 300 000 км/с; γ -лучи — электромагнитное излучение, сходное с рентгеновским и обладающее большой проникающей способностью (свободно проникает через свинцовую пластину толщиной 30 см).

Всякий процесс радиоактивного распада характеризуется *периодом полураспада* — временем, за которое распадается половина взятого вещества.

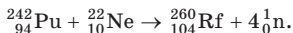
Особенности радиоактивного распада:

- 1) это процесс последовательного непрерывного превращения одних элементов в другие;
- 2) процесс не зависит от внешних условий — температуры, давления, катализатора;
- 3) радиоактивность — это свойство атомов радиоактивного элемента, не зависящее от того, находится ли он в соединении или в виде простого вещества;
- 4) радиоактивное превращение элементов сопровождается выделением энергии. Так, 1 г радия выделяет при распаде в час 585,2 кДж теплоты.

Превращения атомных ядер в результате их взаимодействия с элементарными частицами и друг с другом называются *ядерными реакциями*. Запись таких уравнений реакций основана на законах сохранения массы и заряда. Это значит, что сумма масс и сумма зарядов в левой части уравнения должна быть равна сумме масс и сумме зарядов в правой, например:



Ядерные реакции широко используются для синтеза новых элементов. Так, с помощью ядерной реакции был получен изотоп элемента 104 (резерфордия):



3.4. Строение электронных оболочек атомов

При химических взаимодействиях ядра атомов остаются без изменения, а строение электронных оболочек вследствие перераспределения электронов между атомами изменяется. Именно способностью атома отдавать или присоединять электроны определяются его химические свойства. Электрон имеет двойственную природу, проявляя одновременно свойства как частицы, так и волны. Вследствие волновых свойств электрон в атоме может иметь лишь строго определенные значения энергии, которые зависят от удаленности электрона от ядра. Электроны, обладающие примерно одинаковой энергией, образуют энергетический уровень (электронный слой), обозначаемый цифрами 1, 2, 3, 4 и т.д. Чем больше номер уровня n , тем дальше он находится от ядра и тем больше его энергия.

На каждом энергетическом уровне может находиться строго определенное число электронов. Максимально это $2n^2$. Энергетические уровни подразделяются на подуровни: s -, p -, d - и f - (см. табл. 3). Число возможных на данном уровне подуровней равно номеру уровня. На первом уровне имеется $1s$ -подуровень, на втором $2s$ - и $2p$ -подуровни, на третьем $3s$ -, $3p$ - и $3d$ -подуровни, на четвертом $4s$ -, $4p$ -, $4d$ -, $4f$ -подуровни. Энергия электро-

на в атоме зависит не только от энергетического уровня, но и от типа подуровня.

Часть атомного пространства, для которой вероятность нахождения электрона свыше 90%, называется *атомной орбиталью*.

Последовательность заполнения уровней и подуровней выглядит следующим образом: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 5d^1, 4f^{14}, 5d^{2-10}, 6p^6, 7s^2, 6d^1, 5f^{14}, 6d^{2-10}$.

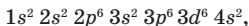
Распределение электронов по уровням, подуровням и орбиталям отражается электронной формулой. Для описания состояния электронных оболочек в атомах

Таблица 3

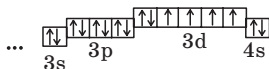
Характеристика подуровней

Подуровень	Форма орбитали	Число орбиталей	Максимальное число электронов
s	Сферическая	1	2
p	Объемная восьмерка	3	6
d	Сложная	5	10
f	Сложная	7	14

применяют также электронные схемы, на которых атомные орбитали изображаются в виде квантовых ячеек (\square), а электроны стрелками. Например, для атома Fe электронная формула имеет вид:



а электронная схема —



3.5. Химическая связь и ее виды

Химическая связь — это силы, с которыми атомы, ионы или молекулы связываются друг с другом с образованием более сложных устойчивых структур.

Различают четыре вида химической связи.

Ковалентная связь осуществляется общими электронными парами. Ковалентная неполярная связь возникает между одинаковыми атомами, а полярная — между разными, но близкими по свойствам.

Ионная связь возникает между атомами, сильно отличающимися по электроотрицательности, т. е. с резко противоположными свойствами. Ее рассматривают как предельный случай ковалентной полярной связи, при которой электронная пара практически полностью смещена к одному из атомов.

Металлическая связь образуется в результате электрического притяжения между ионами металла и обобществленными электронами. Она характерна для металлов и сплавов.

Водородная связь — это своеобразная связь, которая возникает между атомом водорода одной молекулы, несущим частичный положительный заряд, и электроотрицательным атомом другой или той же самой молекулы. Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной. Ее обозначают тремя точками.

По донорно-акцепторному механизму ковалентная связь образуется за счет неподеленной электронной пары одного атома (донор) и свободной орбитали другого атома (акцептор):



По такому же механизму могут образовываться двойные и тройные связи, которые иначе называются *кратными*.

Свойства. Ковалентная связь характеризуется *длиной связи* (измеряется величиной межъядерного расстояния); *энергией связи* — это энергия, необходимая для разрыва имеющихся в молекуле связей (кДж/моль). Кроме того, ковалентной связи свойственны *направленность* — она возникает в направлении максимального перекрывания электронных орбиталей взаимодействующих атомов, что обуславливает пространственную структуру молекул, т. е. их форму, и *насыщаемость* — полное использование атомом валентных орбиталей.

В отличие от ковалентной связи, ионная связь не имеет направленности и ненасыщенна.

3.7. Типы кристаллических решеток

Твердые вещества, как правило, имеют кристаллическое строение, характеризующееся правильным расположением частиц в строго определенных точках пространства, а значит, и кристаллическую решетку. В зависимости от вида частиц и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решеток (рис. 1).

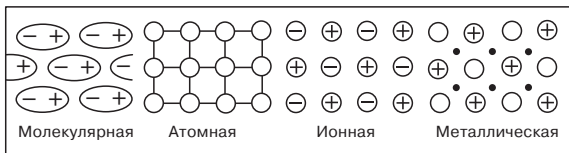


Рис. 1. Типы кристаллических решеток

В узлах молекулярной решетки находятся полярные или неполярные молекулы, связанные между собой слабыми силами притяжения. Вещества с такими решетками имеют сравнительно невысокую температуру плавления.

В узлах атомной решетки размещены атомы, связанные прочными ковалентными связями. Вещества с атомными решетками очень твердые и имеют очень высокие температуры плавления.

В узлах ионной решетки чередуются положительные и отрицательные ионы. Такие решетки характерны для большинства солей, оксидов и оснований.

В узлах металлической решетки наряду с нейтральными атомами расположены положительные ионы данного металла. Между ними свободно перемещаются электроны. Такое строение металлов обуславливает их общие свойства: металлический блеск, электро- и теплопроводность, ковкость и т.п.

3.8. Валентность и степень окисления

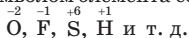
С позиций атомно-молекулярного учения *валентность* — это способность атомов одного элемента удерживать около себя определенное число атомов другого элемента. С позиций электронной теории валентность

определяется числом химических связей, которые данный атом образует с другими. Поэтому валентность знака не имеет.

Значение валентности зависит от строения атома, числа неспаренных электронов, но больше всего — от числа орбиталей во внешнем слое. Так, элементы второго периода максимально могут быть четырехвалентны, поскольку имеют четыре внешних орбитали (одну s - и три p -). Начиная с третьего периода, за счет участия d -орбиталей валентность может принимать большее значение, вплоть до восьми.

Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи между атомами ионные.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью — положительные. Степень окисления атома обозначается арабской цифрой над символом элемента со знаком + или -:



Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие правила:

1. Степень окисления атомов в простых веществах всегда равна нулю ($\overset{0}{\text{H}}_2$, $\overset{0}{\text{Cu}}$).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.
3. Постоянную степень окисления в соединениях имеют атомы: щелочных металлов (+1), щелочно-земельных металлов (+2), фтора (-1).