

ГЛАВА VI

НЕМЕТАЛЛЫ

Изучив эту главу, вы расширите и систематизируете сведения о неметаллах на основании знаний о строении атомов, химической связи и строении вещества. Каждый из представленных неметаллов вы будете рассматривать как химический элемент и как простое вещество, изучите особенности важнейших соединений неметаллов (оксидов, гидроксидов, солей и водородных соединений).

Характеристики химических элементов даны по плану, предложенному в главе «Строение атома и периодический закон», в который дополнительно включены вопросы распространённости элемента в природе и его биологической роли.

В **характеристиках веществ** рассмотрены их состав и строение, физические и химические свойства, способы получения в лаборатории и промышленности, области практического использования.

Важнейшие понятия темы: неметаллы, кислотные оксиды, кислоты, соли, аммиак, строительные материалы, качественные реакции на ионы NH_4^+ , Cl^- , Br^- , I^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} .

§ 28. Общая характеристика неметаллов

Положение в периодической системе

Химические элементы принято делить на металлы и неметаллы по их химическим свойствам. В периодической системе неметаллы расположены в А-группах: IA, IIIA–VIIIA. От металлов их отделяет ступенчатая линия водород — бор — оганесон. Неметаллы находятся выше этой линии, то есть занимают правый верхний угол таблицы, образуя своеобразный треугольник (рис. 61).

Элементы, расположенные в одной группе, сходны по строению атома, а значит, во многом и по свойствам. Поэтому для некоторых групп неметаллов применяют общие названия. Так, неметаллы VIIIA-группы называют благородными газами. Для элементов VIIA-группы используют название галогены — рождающие соли. Неметаллы VIA-группы имеют общее название халькогены — рождающие руды.

Номер периода	Номер группы							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H $1s^1$				Неметаллы			He $1s^2$
2			B $2s^2 2p^1$	C $2s^2 2p^2$	N $2s^2 2p^3$	O $2s^2 2p^4$	F $2s^2 2p^5$	Ne $2s^2 2p^6$
3				Si $3s^2 3p^2$	P $3s^2 3p^3$	S $3s^2 3p^4$	Cl $3s^2 3p^5$	Ar $3s^2 3p^6$
4					As $4s^2 4p^3$	Se $4s^2 4p^4$	Br $4s^2 4p^5$	Kr $4s^2 4p^6$
5		Металлы				Te $5s^2 5p^4$	I $5s^2 5p^5$	Xe $5s^2 5p^6$
6							At $6s^2 6p^5$	Rn $6s^2 6p^6$
7								Og $7s^2 7p^6$

Рис. 61. Неметаллы и электронная конфигурация их внешнего энергетического уровня



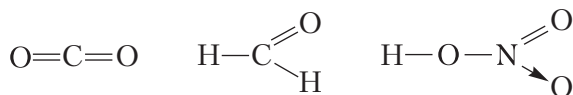
По электрофизическим свойствам, в отличие от химических, простые вещества, состоящие из атомов тех или иных элементов, подразделяют на три группы: металлы, полупроводники и диэлектрики. Различить эти вещества можно не только по величине электропроводности, но и по характеру её зависимости от температуры. С ростом температуры электропроводность металлов падает, а полупроводников и диэлектриков растёт. Типичные полупроводники — кремний и германий.

Строение электронных оболочек атомов неметаллов

Внешний электронный слой атома во многом определяет свойства элемента. Число электронов внешнего уровня атомов *неметаллов* соответствует номеру А-группы, в которой расположен элемент. У большинства из них он близок к завершению или завершён, содержит четыре и более электронов. Меньшее число электронов содержат атомы лишь трёх элементов: водород имеет один электрон (до завершения не хватает одного электрона), гелий — два электрона (внешний уровень завершён), бор — три электрона. Неметаллы являются представителями *p*-элементов, за исключением водорода и гелия, принадлежащих к *s*-элементам.

Атомы неметаллов, в отличие от атомов металлов, способны проявлять как положительные степени окисления, так и отрицательные. Исключением являются фтор и благородные газы. В соединениях с другими элементами для фтора характерна лишь отрицательная степень окисления, равная -1 (например, KF , OF_2 , CF_4). Наиболее лёгкие благородные газы — гелий, неон и аргон — устойчивых соединений не образуют, а для ксенона, криптона и радона получены соединения лишь с положительными степенями окисления (например, RnF_2 , XeO_4).

В целом значения степеней окисления неметаллов лежат в интервале от -4 до $+8$, а валентности — от I до VIII. Следует вспомнить, что валентность атомов элементов второго периода не бывает больше четырёх:



Простые вещества

В исторически сложившейся классификации элементов принадлежность к неметаллам определяли по физическим свойствам простых веществ: твёрдое, газообразное или жидкое состояние при нормальных условиях. В твёрдом состоянии у неметаллов, как правило, отсутствует металлический блеск. Их электро- и теплопроводность обычно невелики, вещества являются хрупкими.

Неметаллы образуют два типа кристаллов — молекулярные и атомные (рис. 62).

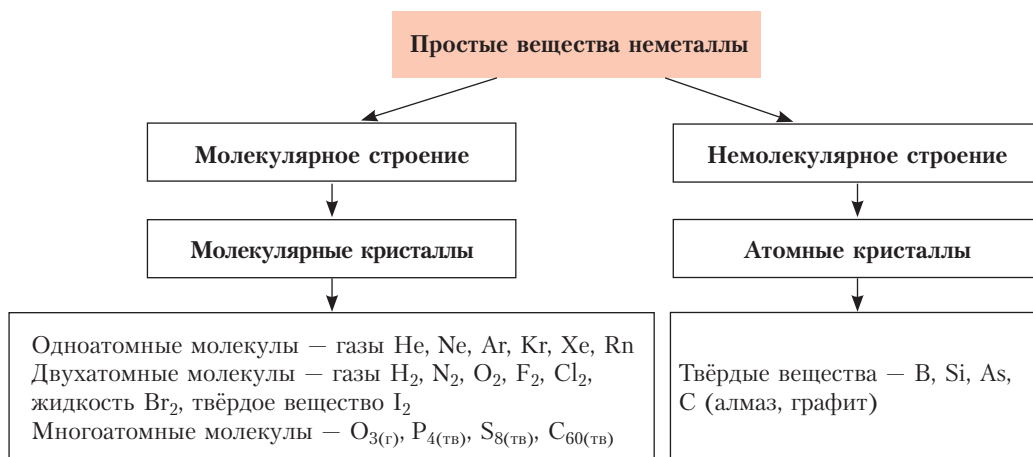


Рис. 62. Состав и строение простых веществ неметаллов

Вещества молекулярного строения отличаются низкими температурами плавления (гелий $-272\text{ }^{\circ}\text{C}$, кислород $-223\text{ }^{\circ}\text{C}$) и кипения (гелий $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$, кислород $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$). Неметаллы немолекулярного строения, наоборот, имеют чрезвычайно высокие температуры кипения и плавления (графит: $T_{\text{пл.}} = 3850\text{ }^{\circ}\text{C}$, $T_{\text{кип.}} = 4200\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Для неметаллов характерно явление аллотропии. Примерами могут служить красный и белый фосфор, алмаз и графит, кислород и озон.

Неметаллы могут вступать в реакции с веществами всех классов (металлами, другими неметаллами, оксидами, щелочами, кислотами, солями) и проявлять как *окислительные*, так и *восстановительные свойства* (табл. 20).

Таблица 20. Общие свойства неметаллов как простых веществ

Неметаллы как окислители вступают в реакции	Неметаллы как восстановители вступают в реакции
С металлами: $\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{0}{\text{Mg}} = \overset{+2}{\text{Mg}}_2\overset{-4}{\text{C}}, \text{C} - \text{окислитель}$	С некоторыми оксидами: $3\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{t}{\text{O}}_3 = 3\overset{t}{\text{C}}\overset{+4}{\text{O}}_2 + 4\overset{0}{\text{Fe}},$ $\text{C} - \text{восстановитель}$
С другими неметаллами: $2\overset{0}{\text{P}} + 3\overset{0}{\text{S}} = \overset{+3}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{S}}_3, \text{S} - \text{окислитель}$	С другими неметаллами: $\overset{0}{\text{S}} + \text{O}_2 = \overset{+4}{\text{S}}\overset{0}{\text{O}}_2, \text{S} - \text{восстановитель}$
С кислотами: $\overset{0}{\text{Cl}}_2 + \text{H}_2\overset{-2}{\text{S}} (\text{раствор}) = \overset{0}{\text{S}}\downarrow + 2\text{H}\overset{-1}{\text{Cl}} (\text{раствор}),$ $\text{Cl} - \text{окислитель}$	С органическими веществами: $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\overset{0}{\text{H}}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \overset{+1}{\text{C}}\text{H}_3 - \overset{+1}{\text{C}}\text{H}_3,$ $\text{H} - \text{восстановитель}$
С солями: $\overset{0}{\text{Br}}_2 + 2\text{KI} = \overset{0}{\text{I}}_2\downarrow + 2\text{K}\overset{-1}{\text{Br}}, \text{Br} - \text{окислитель}$	

Окислительные способности атомов неметаллов можно сравнивать по положению в периодической системе: с ростом атомного номера они увеличиваются в периодах и уменьшаются, как правило, в группах. Эти же свойства можно также оценивать, сопоставляя электроотрицательность неметаллов, которая возрастает в ряду:

Si	B	As	P	H	C	I	S	Br	Cl	N	O	F
1,9	2,0	2,1	2,2	2,2	2,5	2,5	2,6	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

Окислительная способность неметаллов с увеличением электроотрицательности усиливается.

Распространённость неметаллов в природе

В природе неметаллы существуют не только в виде соединений (органические вещества, оксиды H_2O , SiO_2 , CO_2 , соли бескислородных кислот NaCl , As_2S_3 , соли кислородсодержащих кислот CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), но и в свободном виде, например азот, кислород, благородные газы, углерод (в форме графита и алмаза), сера. Существование неметаллов в виде простых веществ в природе связано с низкой активностью перечисленных неметаллов при нормальных условиях: атомы благородных газов имеют завершённый внешний электронный уровень, кислород и азот — достаточно прочные ковалентные связи в двухатомных молекулах, углерод образует прочные атомные кристаллы. На Земле самыми распространёнными неметаллами являются кислород и кремний (по массе около 49 % и 26 % соответственно), во Вселенной — водород.

Применение неметаллов

Области применения простых веществ неметаллов обширны. Примерами могут служить: производство полупроводниковых материалов (кремний, селен), металлургические процессы получения металлов (углерод, водород) и сплавов (бор, кремний), интенсификация процессов горения (кислород), создание инертной атмосферы (азот, благородные газы), органический синтез (хлор, бром), воздухоплавание (гелий, водород), светотехника (благородные газы).

Неметаллы являются представителями *s*- и *p*-элементов.

Степени окисления неметаллов изменяются от -4 до $+8$.

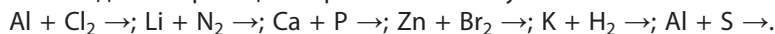
В химических реакциях неметаллы проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

Вопросы, задания, задачи

1. Опишите положение неметаллов в периодической системе. Укажите для элементов-неметаллов третьего периода возможные значения степени окисления и валентности.
2. Запишите символы элементов и общую формулу электронной конфигурации:
а) благородных газов; б) галогенов; в) халькогенов.
3. Определите степени окисления атомов в соединениях:
а) HCl , HClO , HClO_3 , HClO_4 ; б) H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , H_2SO_4 .
4. Укажите утверждения, характеризующие кислород как химический элемент:
а) объёмная доля кислорода в воздухе составляет 21 %; б) атом кислорода содержит шесть электронов на внешнем энергетическом уровне; в) массовая доля кислорода

да в земной коре равна 49 %; г) при выплавке чугуна используют воздух, обогащённый кислородом; д) электроотрицательность кислорода меньше, чем фтора; е) кислород в соединениях проявляет степени окисления от -2 до $+2$.

5. Составьте уравнения реакций с участием неметаллов, учитывая, что атомы неметаллов в заданных реакциях проявляют низшую степень окисления:

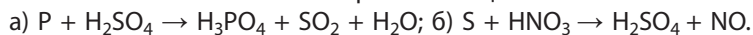


6. Определите массу углерода, необходимого для восстановления железа из оксида железа(III) массой 1 т. Углерод окисляется до высшей степени окисления.

7. Азот имеет очень низкие температуры плавления и кипения -210°C и -196°C , а бор высокие — $\approx 2075^\circ\text{C}$ и $\approx 3800^\circ\text{C}$ соответственно. Дайте объяснение такому различию.

8. Докажите, что фосфор выполняет функцию восстановителя в первой реакции и окислителя — во второй: 1) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$; 2) $\text{P} + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$.

9. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите, окислителем или восстановителем являются простые вещества:



10. Образец газообразного простого вещества неметалла объёмом 1 дм^3 (н. у.) имеет массу 3,17 г. Определите химическую формулу вещества.



§ 29. Водород

Водород как химический элемент

1	Н	1
1	водород	
1s ¹		1,00794

Имея самую малую массу атома, атом водорода ${}^1_1\text{H}$ имеет и самое простое строение: ядро, представляющее собой протон, и один электрон, который размещается на $1s$ -орбитали. Электронная конфигурация ${}^1_1\text{H } 1s^1$, электронно-графическая схема: ${}^1_1\text{H} \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$.

Электроотрицательность водорода равна 2,2. Это выше, чем у металлов, кремния, фосфора, но меньше электроотрицательности кислорода и других халькогенов, галогенов. Поэтому для водорода характерны степени окисления -1 , 0 и $+1$, например, LiH^{-1} (гидрид лития), SiH_4^{-1} (силан), CH_4^{+1} (метан), H_2O^{+1} (оксид водорода, вода).

Как вы уже знаете, природный водород состоит из двух стабильных изотопов — ${}^1_1\text{H}$ (протий — 99,98 % от общего числа атомов), ${}^2_1\text{H}$ (дейтерий D — 0,015 %) и радиоактивного ${}^3_1\text{H}$ (третий T — следовые количества) (§ 7, рис. 12).

Водород является самым распространённым элементом во Вселенной. На Земле на долю водорода по массе, считая воду и воздух, приходится около 1 %, а при пересчёте от общего числа атомов — около 17 %. Водород преимущественно находится в связанном состоянии. Он входит в состав воды, нефти, природного газа, живых организмов. В виде простого вещества