

§ 14. Общая характеристика неметаллов

Традиционное деление химических элементов на металлы и неметаллы возникло еще во времена алхимии. Оно было связано с тем, что по своим свойствам простые вещества металлы, как правило, сильно отличаются от простых веществ неметаллов. Некоторые сведения о неметаллах вы уже получили при изучении химии в 7-м и 8-м классах.

Неметаллы в природе

Неметаллы входят в состав соединений, на долю которых приходится более 80 % жизненного пространства человека: атмосферы, гидросферы и земной коры. Живая материя также состоит в основном из соединений неметаллов: углерода **C**, кислорода **O**, водорода **H**, азота **N**, фосфора **P** и серы **S**. Эти элементы часто называют **органогенными**, т. е. образующими живые организмы. Многие другие элементы неметаллы, несмотря на их незначительное содержание в живых организмах, также относятся к жизненно необходимым, например селен **Se**, бром **Br**, йод **I**.



Природными накопителями селена являются грибы. Лисички и маслята (см. рис.) содержат селен массой от 2 до 7 мг на 1 кг сухой массы. Значительно больше селена содержится в ядовитых грибах (бледной поганке, мухоморе). По мнению ученых, большие концентрации селена в грибах связаны с огромной скоростью их роста: ведь грибы растут буквально «на глазах». Однако следует помнить, что употребление продуктов, содержащих селен в количествах, превышающих 5 мг на 1 кг пищи, приводит к острому отравлению организма человека.



Съедобные грибы



Ядовитые грибы

Химические элементы неметаллы и образованные ими вещества, составляющие живую и неживую природу, находятся в постоянном круговороте, переходя из минеральной формы в живую материю и наоборот.

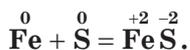
Положение в периодической системе и электронное строение атомов неметаллов

К неметаллам относятся 23 химических элемента из 118 известных на сегодняшний день. Все неметаллы являются химическими элементами А-групп. В периодической системе граница между металлами и неме-

таллами проходит по ступенчатой линии в направлении от бора **B** к оганесону **Og**. Химические элементы, расположенные справа от этой линии в IIIA—VIIIA-группах, являются неметаллами. К ним относятся и водород **H**, который обычно располагают в IA-группе, так как в его атоме на внешнем электронном слое имеется один электрон.

У атомов большинства неметаллов (кроме водорода, гелия и бора) на внешнем электронном слое находится от 4 до 8 электронов. Так как неметаллы являются элементами только A-групп, то число электронов на внешнем слое у них равно номеру группы. Например, в атомах углерода и кремния, элементах IVA-группы, на внешнем электронном слое содержится по 4 электрона (рис. 32), а в атомах азота и фосфора, элементов VA-группы, — по 5 электронов (рис. 33).

При взаимодействии с атомами металлов и водорода атомы неметаллов обычно выступают в качестве **окислителей** (т. е. присоединяют электроны). При этом образуются соединения, в которых неметаллы проявляют **отрицательную степень окисления**. Например, в сульфиде железа(II) FeS сера имеет степень окисления -2 :



Минимальная отрицательная степень окисления атомов неметалла равна разности: **численное значение номера A-группы минус 8**, т. е. ($N_{\text{A-группы}} - 8$). Соответственно, у атомов азота и фосфора (VA-группа) минимальная отрицательная степень окисления равна -3 , у атомов хлора (VIIA-группа) — -1 , а у атомов серы (VIA-группа) — -2 .

В качестве **восстановителей** атомы неметаллов выступают при взаимодействии с атомами более электроотрицательных элементов. В образующихся соединениях они проявляют **положительные степени окисления**. Например, в оксиде серы(IV) SO_2 сера имеет степень окисления $+4$:

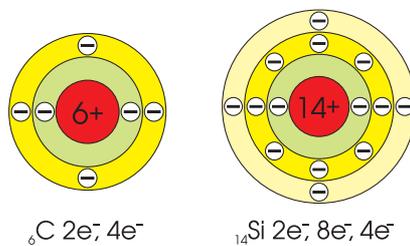
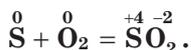


Рис. 32. Схема электронного строения атомов углерода и кремния

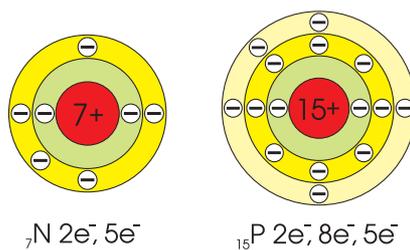


Рис. 33. Схема электронного строения атомов азота и фосфора

Максимальная положительная степень окисления атомов неметалла обычно **численно равна номеру А-группы**, в которой он находится в периодической системе (за исключением атомов кислорода и фтора). Например, у атомов углерода и кремния она равна +4, у атомов азота и фосфора — +5, у атомов хлора — +7 и т. д. Сера, являясь элементом VIA-группы, может проявлять в своих соединениях максимальную положительную степень окисления, равную +6.

Простые вещества неметаллы

Среди простых веществ неметаллов различают вещества **молекулярного строения** (например, кислород O_2 , озон O_3 , азот N_2 , сера S_8) и вещества **немолекулярного строения** (например, углерод в виде алмаза и графита).

Не только кислород и углерод, но и многие другие химические элементы существуют в виде нескольких простых веществ. Всего на 118 химических элементов приходится более 400 простых веществ.

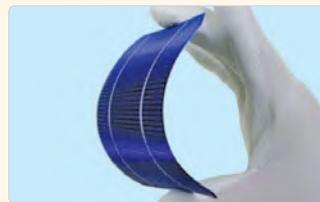


Существование химических элементов в виде нескольких простых веществ называется аллотропией (от греч. аллос — другой и тропос — свойство), а такие простые вещества — аллотропными модификациями.

Аллотропные модификации отличаются между собой либо количественным составом молекул (кислород O_2 и озон O_3), либо строением своих кристаллических решеток (алмаз и графит).



Некоторые неметаллы в твердом виде существуют в аморфном состоянии, т. е. отличаются менее упорядоченным расположением частиц по сравнению с кристаллами. В отличие от кристаллов аморфные вещества не имеют постоянной температуры плавления. Широкое применение находят аморфные кремний и углерод. Аморфный кремний является перспективным материалом для изготовления тонкопленочных элементов, использующихся для преобразования солнечной энергии (см. рис.).



При записи уравнений химических реакций для упрощения простые вещества неметаллы, образованные многоатомными молекулами (S_8 , P_4) или имеющие немoleкулярное строение (углерод), записывают одним символом, например: S, P, C.

Большинство неметаллов не проводят электрический ток, имеют низкую теплопроводность, а твердые вещества — непластичны.

С другими свойствами неметаллов вы познакомитесь в следующих параграфах.

Все неметаллы являются химическими элементами А-групп периодической системы.

Атомы неметаллов могут проявлять как отрицательные, так и положительные степени окисления.

Максимальная положительная степень окисления атомов неметаллов обычно численно равна номеру А-группы в периодической системе элементов.

Минимальная отрицательная степень окисления атомов неметаллов равна разности: $N_{\text{А-группы}} - 8$.

Существование химических элементов в виде нескольких простых веществ называется аллотропией.



Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте расположение неметаллов в периодической системе элементов.
2. Дайте определение понятия «аллотропия».
3. Какие степени окисления могут проявлять неметаллы в соединениях? Определите степень окисления хлора в соединениях KCl , Cl_2O_7 , KClO_3 ; азота — в соединениях NH_3 , N_2O , KNO_3 .
4. Назовите соединения, формулы которых: CaCl_2 , Na_2O , Al_2S_3 , KI . Рассчитайте массовую долю неметалла в каждом из них.
5. Среди пар простых веществ укажите «лишнюю»:
а) белый и красный фосфор; б) кислород и озон; в) железо и фтор; г) алмаз и графит. Объясните свой выбор.
6. Среди приведенных уравнений выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель, составьте схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю:
а) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$; б) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$; в) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$.

§ 15. Хлор — химический элемент и простое вещество

Химические элементы с наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами в периодической системе составляют VIIA-группу: фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, иод **I** и очень редко встречающийся в природе астат **At**. Эти элементы называются **галогенами**.

Хлор в природе

Наиболее распространенным в природе галогеном является хлор. Его массовая доля в земной коре составляет около 0,2 % — 11-е место по распространенности среди всех элементов. Широко распространены минералы и горные породы, содержащие *хлориды*, — соли соляной кислоты: *галит* (каменная или поваренная соль) NaCl , *сильвин* KCl , *карналлит* $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и др. В Беларуси вблизи г. Солигорска находится крупнейшее в Европе Старобинское месторождение *сильвинита* $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, представляющего собой смесь хлоридов калия и натрия с примесями. Сильвинит имеет неоднородную пеструю окраску — красные, розовые, синие и оранжевые кристаллы (рис. 34). Это главное минеральное богатство нашей страны.



Рис. 34. Сильвинит

Хлор — один из химических элементов, без которых невозможно существование живых организмов. Ионы хлора вместе с ионами натрия и калия регулируют водно-солевой обмен в организме человека. Хлор участвует в энергетическом обмене у растений, положительно влияет на поглощение корнями кислорода, а также соединений калия, кальция, магния.

Химический элемент хлор

Охарактеризуем хлор по плану, который вы применяли в 8-м классе.

Химический знак — Cl , относительная атомная масса — 35,5, атомный номер — 17. Этот элемент находится в третьем периоде в VIIA-группе.

Заряд ядра атома хлора равен 17+, следовательно, ядро содержит 17 протонов, а ядра двух его природных нуклидов $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$ — соответственно 18 и 20 нейтронов.

В атоме хлора 17 электронов, которые располагаются на трех электронных слоях: $_{17}\text{Cl } 2e^-, 8e^-, 7e^-$.

На внешнем (незавершенном) электронном слое у атомов хлора находится по 7 электронов, следовательно, этот элемент относится к неметаллам.

Максимальная положительная степень окисления хлора равна +7, формула его высшего оксида — Cl_2O_7 . Ему соответствует гидроксид, представляющий собой кислоту HClO_4 .

Степень окисления хлора в летучем водородном соединении равна -1, формула этого соединения — HCl .

Простое вещество. Физические свойства

Хлор является веществом молекулярного строения. Его молекула состоит из двух атомов — Cl_2 (рис. 35).

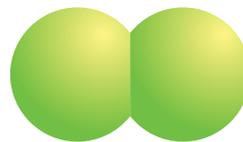


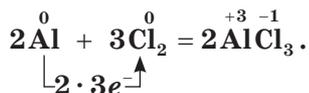
Рис. 35. Модель молекулы хлора

При обычных условиях хлор — желто-зеленый газ с резким запахом. Он в 2,5 раза тяжелее воздуха, **ядовит**. В Первую мировую войну хлор использовался даже в качестве боевого отравляющего вещества.

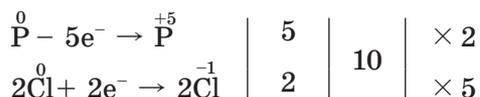
Растворимость хлора в воде небольшая: в одном объеме воды при 20 °С растворяется 2,5 объема хлора. Водный раствор хлора называется *хлорной водой*.

Химические свойства

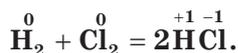
Хлор является химически активным простым веществом. Он взаимодействует практически со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов, образуя *хлориды*. С **металлами** хлор реагирует при слабом нагревании, а с некоторыми даже при обычных условиях, выступая в качестве окислителя:



Как окислитель хлор реагирует с *менее электроотрицательными неметаллами*:



Хлор своеобразно реагирует с **водородом**. При обычной температуре в темноте реакция не происходит, но при сильном освещении или при нагревании смесь хлора и водорода может взорваться.



С большинством сложных веществ хлор также ведет себя как окислитель. Взаимодействуя с растворами бромидов и иодидов металлов, хлор вытесняет из них бром и иод:





Рис. 36. Применение хлора и его соединений

Приведенные выше реакции подтверждают, что простое вещество хлор проявляет более сильные окислительные свойства, чем нижестоящие в группе галогены.

Применение хлора

По масштабам промышленного применения хлор намного превосходит все остальные галогены (рис. 36). В больших количествах хлор используется для обеззараживания питьевой воды. Хлор и его соединения применяются для отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей, бумаги, древесины и т. д. Особенно много его расходуется при производстве пластмасс, каучуков, красителей, различных растворителей. Огромны масштабы использования хлора в производстве соляной кислоты.

Хлор является самым распространенным галогеном.

Минимальная отрицательная степень окисления хлора равна -1 , максимальная положительная $+7$.

При обычных условиях простое вещество хлор — желто-зеленый газ с резким запахом, тяжелее воздуха, ядовит.

Хлор взаимодействует непосредственно практически со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов, а также со многими сложными веществами, выступая обычно в качестве окислителя.



Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства хлора.
2. В баллоне содержится жидкий хлор массой 30 кг. Какой объем (н. у.) займет газообразный хлор этой массы?
3. Пользуясь текстом параграфа, рассчитайте растворимость хлора в граммах на 100 г воды.
4. Определите объем (н. у.), который занимает хлороводород химическим количеством 4 моль? Сколько молекул хлора находится в этом объеме?
5. С какими простыми и сложными веществами взаимодействует хлор? Запишите по одному примеру уравнений реакций. Какие свойства проявляет хлор в этих реакциях?
6. При нагревании алюминия в токе хлора был получен хлорид алюминия массой 26,7 г. Рассчитайте химическое количество прореагировавшего хлора.
7. Можно ли вывести пятно иода на ткани, обработав его раствором поваренной соли. Почему?
8. На основании текста параграфа, рисунка 36 и дополнительной информации из Интернета подготовьте сообщение о применении хлора. Поделитесь информацией с одноклассниками.

Готовимся к олимпиадам

1. Смесь иодида и бромидка калия массой 2,85 г растворили в воде и через полученный раствор пропустили хлор. Объем прореагировавшего хлора составил 224 см³ (н. у.). Определите массовые доли иодида и бромидка калия в исходной смеси.

2. Рассчитайте объем (н. у.) хлора, который необходим для полного вытеснения всего иода из раствора объемом 200 см³ ($\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$) с массовой долей иодида калия KI, равной 25,6 %.

§ 16. Хлороводород. Соляная кислота

Одним из важнейших соединений хлора является продукт его взаимодействия с водородом — **хлороводород HCl**. Это бесцветный газ с резким запахом, несколько тяжелее воздуха. Химическая связь в молекуле HCl — ковалентная полярная:



Молекула хлороводорода HCl *полярна* и представляет собой *диполь*.