

## § 1. Химический элемент. Изотопы

Одно из важнейших понятий в химии — химический элемент.

**Химический элемент** — это вид атомов (химически не связанных друг с другом) с одинаковым зарядом ядра.

Из определения следует, что химический элемент — это не один какой-либо атом, а совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра (числом протонов). Число нейтронов в ядрах атомов одного и того же элемента может различаться. Так, например, элемент хлор состоит из двух видов атомов, отличающихся числом нейтронов в ядре, — из атомов  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  и из атомов  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ . Эти атомы называют изотопами хлора.

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа (сумму чисел протонов и нейтронов в ядре), называют **изотопами**.

Так как изотопы одного и того же химического элемента имеют разные массовые числа, т. е. разную массу, атомные массы большинства элементов имеют дробные значения. Например, природный хлор на 75,53% состоит из изотопа  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  и на 24,47% — из изотопа  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ . В результате средняя относительная атомная масса элемента хлора равна 35,45. Поэтому понятие «элемент хлор» включает совокупность этих изотопов.

Таким образом, важнейшими характеристиками химического элемента являются: а) заряд ядра его атомов, соответствующий порядковому (атомному) номеру в периодической таблице; б) относительная атомная масса.

Современное представление о химическом элементе позволяет разграничивать понятия «химический элемент» и «простое вещество». Так, например, мы знаем, что в состав воды входят водород и кислород, но не в виде простых веществ, а в виде атомов водорода и кислорода, т. е. вода состоит из атомов двух химических элементов — водорода и кислорода.

Выполните упражнения 1–3 (с. 7).

# Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева с точки зрения учения о строении атомов

При изучении неорганической химии вы ознакомились с открытием периодического закона Д. И. Менделеевым и с данной им формулировкой этого закона. Вы узнали также о строении ядер атомов и о распределении электронов по орбиталям или энергетическим уровням. С точки зрения теории строения атомов **периодический закон** формулируется так:

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов этих элементов.

Определение закономерностей размещения электронов по энергетическим уровням дало возможность выяснить сущность явления периодичности: с возрастанием заряда ядра атомов периодически повторяются сходные свойства элементов, атомы которых имеют одинаковое число валентных электронов.

До создания современной теории строения атомов нельзя было объяснить и другие закономерности, проявляющиеся в периодическом законе и периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Так, например, непонятно было, почему число элементов в периодах возрастает согласно ряду чисел 2—8—18—32, т. е. почему в 1-м периоде только два элемента, во 2-м и 3-м — по восемь, в 4-м и 5-м — по восемнадцать, а в 6-м — тридцать два. Нельзя было объяснить также, почему отличаются свойства элементов главных и побочных подгрупп (А- и В-групп). Ответы на эти вопросы были получены только после выяснения состояния электронов в атомах, которые с учетом характера их движения и энергии делятся на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-электроны.

## § 3. Особенности размещения электронов в атомах малых и больших периодов. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-Электроны

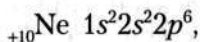
Основные сведения о *s*-, *p*- и *d*-электронах и *s*-, *p*- и *d*-элементах даны в курсе неорганической химии (8 класс, § 37).

Напомним, что  $s$ -электронные орбитали имеют шаровидную форму (рис. 1). На  $s$ -орбитали может находиться не более двух электронов (если там находятся два электрона, то их спины противоположны), поэтому в 1-м периоде имеется всего два элемента — водород и гелий.

$p$ -Орбиталь имеет гантелеобразную форму (рис. 2). При заданном квантовом числе таких орбиталей три. Они могут располагаться в трех взаимно перпендикулярных направлениях (рис. 3). А так как и  $p$ -электроны тоже отличаются своими спинами, то на данном энергетическом уровне может поместиться от одного до шести  $p$ -электронов.

В соответствии с известной вам формулой  $N = 2n^2$  всего на втором энергетическом уровне может поместиться восемь электронов, два из которых являются  $s$ -электронами, а шесть —  $p$ -электронами. Этим и объясняется, почему во 2-м периоде может быть восемь элементов.

2-й период заканчивается элементом неонem Ne. Размещение  $s$ - и  $p$ -электронов в атоме неона можно отразить электронной формулой



где цифра перед буквой  $s$  или  $p$  — главное квантовое число, которое характеризует размер орбитали и в значительной степени ее энергию. Буквы  $s$ ,  $p$ ,  $d$  отражают форму орбитали (и также в какой-то степени энергию соответствующего энергетического подуровня). Цифра справа над буквой указывает на число электронов на данном энергетическом подуровне. Для наглядности электрон изображают стрелкой, помещенной в квадрат, перед которым записывается символ элемента (рис. 4).

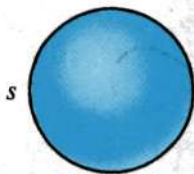


Рис. 1. Форма  $s$ -электронного облака

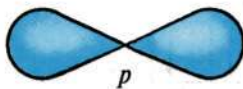


Рис. 2. Форма  $p$ -электронного облака

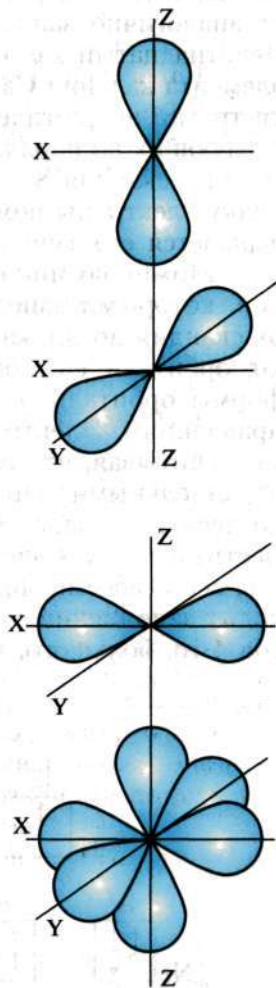


Рис. 3. Возможные направления  $p$ -электронных облаков в пространстве

Элементом неонем заканчивается 2-й период и заканчивается заполнение электронами второго энергетического уровня.

3-й период начинается одиннадцатым элементом — натрием Na. Так как второй энергетический уровень электронами уже заполнен, то с элемента натрия начинается заполнение третьего энергетического уровня. Оно протекает более сложно, так как на нем в соответствии с формулой  $N = 2n^2$  может поместиться восемнадцать электронов.

Заполнение третьего энергетического уровня, начиная с одиннадцатого элемента — натрия Na до восемнадцатого элемента — аргона Ar, протекает аналогично заполнению электронами второго энергетического уровня. Девятнадцатый же электрон у элемента калия K и двадцатый электрон у элемента кальция Ca помещаются на четвертом энергетическом уровне, хотя третий энергетический уровень электронами еще не заполнен. Далее, у следующих по порядку десяти элементов, начиная от двадцать первого элемента — скандия Sc до тридцатого элемента — цинка Zn, следующие по порядку электроны помещаются на третьем энергетическом уровне. Этим завершается его заполнение до восемнадцати электронов.

Может возникнуть вопрос: что представляют собой десять электронов, которыми заполняются энергетические уровни у атомов элементов от скандия до цинка? Оказывается, эти электроны при движении образуют орбитали еще более сложной формы (рис. 5). Доказано, что такой формы орбитали располагаются в пространстве по пяти различным направлениям. Электроны с такой формой облаков называют *d*-электронами. Учитывая, что электроны могут обладать противоположными (антипараллельными) спинами, *d*-электронов может быть в атомах от одного до десяти. Следовательно, на третьем энергетическом уровне может разместиться два *s*-электрона, шесть *p*-электронов и десять *d*-электронов, т. е. всего восемнадцать электронов. Зная все это, рассмотрим, как происходит заполнение электронами энергетических уровней у атомов элементов 4-го, большого, периода.

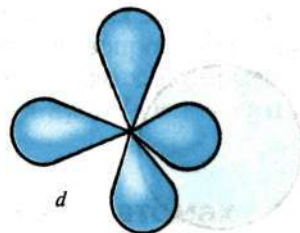
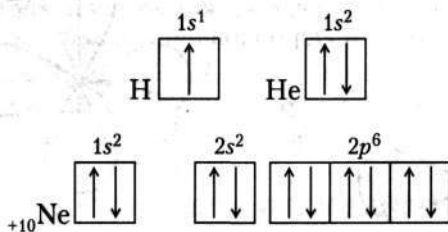
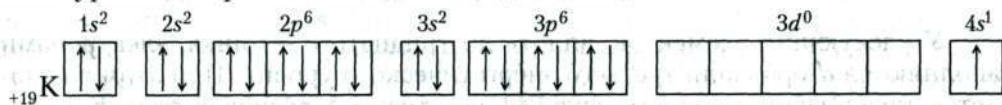


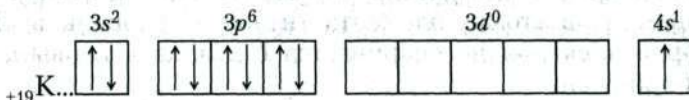
Рис. 4. Схема, показывающая расположение электронов в атомах водорода, гелия и неона по энергетическим уровням и орбиталиям

Рис. 5. Форма *d*-облаков более сложная, чем у *p*-облаков, и похожа на лепесток цветка

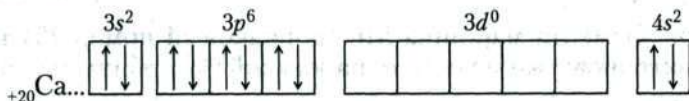
Как уже было выяснено, у атомов элементов калия и кальция девятнадцатый и двадцатый электроны помещаются на четвертом энергетическом уровне, а третий остается незаполненным:



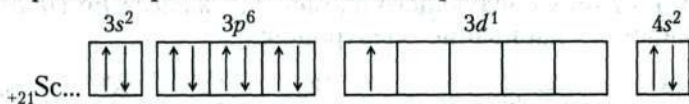
Часто размещение электронов по орбиталям показывают в сокращенном виде:



У атомов элемента кальция Ca (порядковый номер 20) двадцатый электрон тоже помещается на четвертом энергетическом уровне, заполняя орбиталь 4s:



Начиная с элемента скандия Sc (порядковый номер 21) возобновляется заполнение электронами третьего энергетического уровня и двадцать первый электрон помещается на *d*-орбитали третьего энергетического уровня, а на четвертом сохраняются два *s*-электрона:

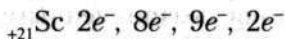


...на основе периодической системы Н. Бором и другими учеными в 20-х гг. XX в. была разработана схема формирования электронных конфигураций в атомах элементов. Согласно этой схеме по мере возрастания заряда ядра заполнение электронных энергетических уровней и подуровней в атомах элементов периодов происходит следующим образом:

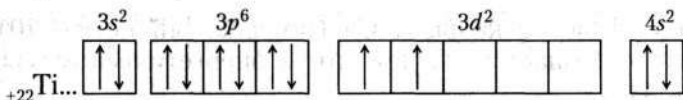
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	← ← ← номера периодов
1s	2s 2p	3s 3p	
<b>4</b>	<b>5</b>		
4s 3d 4p	5s 4d 5p		
<b>6</b>	<b>7</b>		
6s 4f 5d 6p	7s 5f 6d 7p		

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

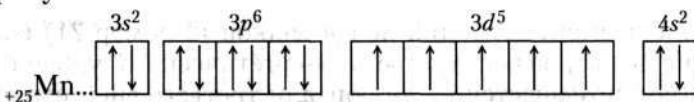
Расположение электронов по энергетическим уровням у атомов скандия следующее:



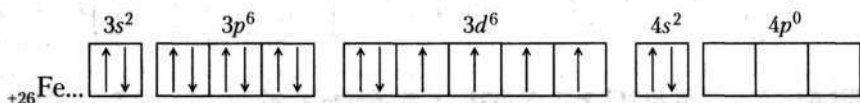
У следующих элементов, вплоть до тридцатого — цинка, электронами заполняются  $d$ -орбитали третьего энергетического уровня. При этом соблюдается такая закономерность: *вначале электроны заполняют свободные орбитали поодиночке* (в данном случае  $3d$ -орбитали) *и только тогда, когда на каждой орбитали уже имеется по одному электрону, начинается их спаривание*. Например, в атомах элемента титана Ti (порядковый номер 22) двадцать второй электрон не спаривается с двадцать первым, а занимает свободную  $d$ -орбиталь:



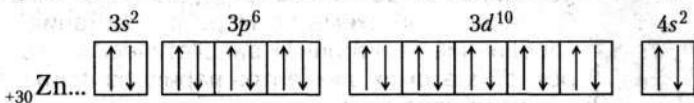
У атомов элемента марганца Mn (порядковый номер 25) таких неспаренных  $d$ -электронов уже пять, т. е. на каждой  $3d$ -орбитали имеется по одному электрону:



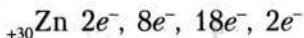
Поэтому в атомах следующего элемента — железа Fe (порядковый номер 26) начинается спаривание электронов:



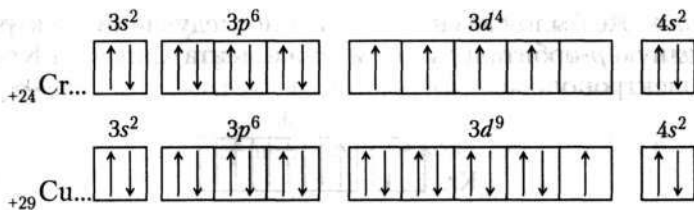
У последующих элементов спаривание электронов продолжается и заканчивается у атомов элемента цинка Zn (порядковый номер 30):



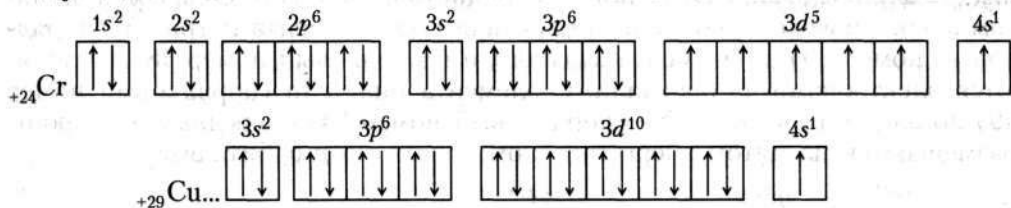
Расположение электронов по энергетическим уровням в атомах цинка следующее:



В последовательности заполнения орбиталей электронами имеются и исключения. Так, например, в атомах элементов хрома Cr и меди Cu согласно общей закономерности электроны по орбиталям следовало бы расположить так:



Однако в атомах этих элементов один электрон с четвертого энергетического уровня переходит на третий энергетический уровень и фактическое расположение электронов по орбиталиам в атомах элементов хрома и меди следующее:

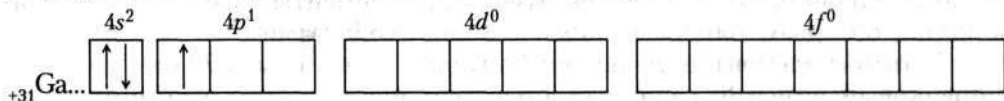


Такое явление наблюдают и у атомов некоторых других элементов.

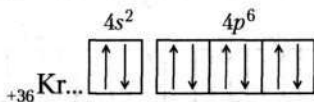
Следовательно, на одном и том же энергетическом уровне могут находиться  $s$ -,  $p$ - и  $d$ -электроны. Но хотя они и находятся на одном уровне, их энергии связи с ядром несколько отличаются. Поэтому *энергетические уровни подразделяют на подуровни*. На первом энергетическом уровне имеется только один  $s$ -подуровень. В этом случае понятия «энергетический уровень» и «подуровень» совпадают.

На втором энергетическом уровне имеются  $s$ - и  $p$ -подуровни, а на третьем —  $s$ -,  $p$ - и  $d$ -подуровни. Здесь наблюдается такая закономерность: *число энергетических подуровней соответствует номеру энергетического уровня*. Действительно, на четвертом энергетическом уровне, кроме  $s$ -,  $p$ - и  $d$ -электронов, находятся также электроны, образующие электронные орбитали еще более сложной формы, чем  $d$ -орбитали. Эти электроны названы  *$f$ -электронами*. Их орбитали могут располагаться в пространстве по семи различным направлениям. А так как электроны отличаются спинами, то всего может быть четырнадцать  $f$ -электронов. С учетом этого на четвертом энергетическом уровне может разместиться два  $s$ -электрона, шесть  $p$ -электронов, десять  $d$ -электронов и четырнадцать  $f$ -электронов, т. е. всего тридцать два электрона.

Чтобы была видна общая вместимость четвертого энергетического уровня, размещение электронов по орбиталиам в атомах элемента галлия Ga (порядковый номер 31) можно наглядно изобразить так:

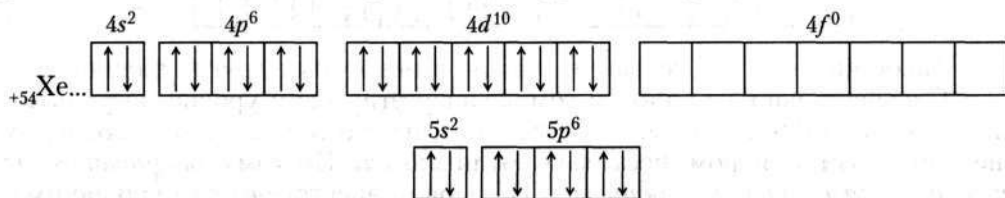


Далее, как уже было сказано, каждый последующий электрон помещается на свободную  $p$ -орбиталь, а затем до элемента криптона Kr происходит спаривание электронов:

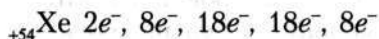


Разумеется, пользуясь такими сокращенными записями, всегда необходимо четко представлять, что в этих схемах означает многоточие.

■ У атомов элементов 5-го периода рубидия Rb и стронция Sr очередные электроны (тридцать седьмой и тридцать восьмой) размещаются на пятом энергетическом уровне по  $s$ -орбиталям. От элемента иттрия Y (порядковый номер 39) до элемента кадмия Cd (порядковый номер 48) заполняются электронами  $4d$ -орбитали. С элемента индия In (порядковый номер 49) до элемента ксенона Xe (порядковый номер 54) очередные электроны размещаются на пятом энергетическом уровне по  $p$ -орбиталям:

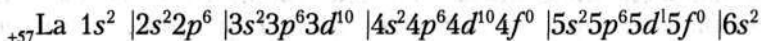


Размещение электронов в атомах элемента ксенона по энергетическим уровням следующее:



У атомов элементов 6-го периода цезия Cs и бария Ba пятьдесят пятый и пятьдесят шестой электроны размещаются на шестом энергетическом уровне по  $6s$ -орбиталям.

В атомах элемента лантана La (порядковый номер 57) пятьдесят седьмой электрон помещается на  $5d$ -орбитали:



Начиная с элемента церия Ce (порядковый номер 58) до элемента лютеция Lu (порядковый номер 71) идущие по порядку электроны в атомах этих элементов размещаются на четвертом энергетическом уровне по  $f$ -подуровням. Так как у этих элементов происходит заполнение электронами глубинного  $4f$ -подуровня (третьего снаружи), а строение наружного электронного уровня остается неизменным, то эти элементы, называемые лантаноидами, обладают близкими химическими свойствами.

В атомах элементов от гафния Hf (порядковый номер 72) до ртути Hg (порядковый номер 80) продолжается заполнение пятого энергетического



уровня ( $5d$ -подуровня), после чего у элементов от таллия Tl (порядковый номер 81) до радона Rn (порядковый номер 86) электроны заполняют шестой  $p$ -подуровень. Элементом радоном Rn заканчивается 6-й период. В нем — тридцать два элемента.

Заполнение 7-го незавершенного периода аналогично 6-му.

Теперь, когда мы ознакомились с закономерностями расположения электронов по энергетическим уровням, полнее выявляется связь периодического закона и периодической системы химических элементов с теорией строения атомов.

Мы выяснили, что по характеру движения электронов в атомах различают  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -электроны и соответственно существуют  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -подуровни. В связи с этим принято говорить о  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -элементах. К последним относят лантаноиды и актиноиды.

Число элементов в периодах (2—8—18—32) соответствует максимальному возможному числу электронов на соответствующих энергетических уровнях: на первом — два, на втором — восемь, на третьем — восемнадцать, а на четвертом — тридцать два электрона.

Мы знаем, что графическим выражением периодического закона служит периодическая таблица химических элементов. В настоящее время известно несколько сотен вариантов таблицы, однако до сих пор в нашей стране используется вариант, предложенный Д. И. Менделеевым (короткий вариант), где главную подгруппу элементов обозначают буквой А, а побочную подгруппу — буквой В. А — это  $s$ - и  $p$ -элементы, В —  $d$ -элементы.

В последние годы все больше распространяется длинный вариант (см. первый форзац), рекомендуемый ИЮПАК. Он содержит 18 вертикальных групп химических элементов (столько электронов максимально может содержать третий энергетический уровень). В одну строку записаны 18 элементов. Число периодов одинаково и в коротком варианте, и в длинном. Первые три периода — это  $s$ - и  $p$ -элементы. 4-й и 5-й периоды содержат по 18 элементов, 6-й — 32 элемента, 7-й — незаконченный.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—7 (с. 22).

#### **§ 4. Положение в периодической системе водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов**

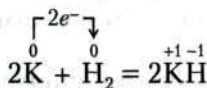
**Положение водорода в периодической системе.** Вы, вероятно, заметили, что химический знак водорода обычно помещен и в главной подгруппе I группы (IA-группе), и в главной подгруппе VII группы (VIIA-группе).

Возникает вопрос: почему? Чтобы ответить на него, вспомним основные химические свойства простого вещества водорода.

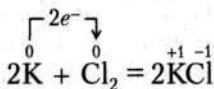
Водород является *восстановителем*, т. е. донором электронов.

Учитывая аналогию свойств водорода и элементов металлического характера, химический знак водорода помещают в IA-группе.

Однако водород реагирует и с металлическими элементами IA-группы. В этих реакциях водород проявляет *окислительные свойства* и приобретает степень окисления  $-1$ :



Сходный процесс происходит при взаимодействии неметаллов VIIA-группы с металлами IA-группы:



На основе этого химический знак водорода помещают и в VIIA-группу. Так как для водорода более характерны восстановительные свойства, чем окислительные, его химический символ в VII группе обычно пишут в скобках. (ИЮПАК рекомендует помещать водород только в I группе.)

#### **Положение лантаноидов и актиноидов в периодической системе.**

К *лантаноидам* относят четырнадцать химических элементов — от церия Ce до лютеция Lu (порядковые номера 58–71). Так как в их атомах содержатся *f*-электроны, лантаноиды относят к *f*-элементам.

В свободном состоянии лантаноиды — типичные металлы.

К *актиноидам* относят четырнадцать химических элементов — от тория Th до лоуренсия Lr (порядковые номера 90–103). Так как в атомах этих элементов также присутствуют *f*-электроны, то актиноиды, как и лантаноиды, относят к *f*-элементам.

Как и в случае лантаноидов, у атомов элементов семейства актиноидов происходит заполнение третьего снаружи энергетического уровня (*5f*-подуровня). Строение же наружного и, как правило, предшествующего элект-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...практически важным лантаноидом является церий. Его сплав с железом при трении легко искрит, поэтому из него изготавливают камни для зажигалок. Сплавы с небольшими добавками церия улучшают их коррозионную стойкость, жаростойкость, твердость, прочность и пластичность.

...соединения различных лантаноидов применяют в электронно-вычислительных устройствах. Стекла, содержащие соединения лантаноидов, задерживают ультрафиолетовые лучи. Поэтому из таких стекол изготавливают защитные очки для сварщиков, стеклодувов и металлургов, а также сосуды для хранения лекарств.

ранных уровней остается неизменным. Поэтому лантаноиды сходны по химическим свойствам.

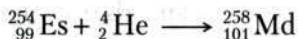
■ Все актиноиды радиоактивны. Торий Th, протактиний Pa и уран U встречаются в природе в виде изотопов с большим периодом полураспада. Остальные актиноиды в основном получены искусственным путем.

Уран U, плутоний Pu и некоторые другие актиноиды используют для получения ядерной энергии.

Химические знаки лантаноидов и актиноидов обычно помещают в два ряда в периодической системе под группами химических элементов (см. первый форзац).

*Искусственно получаемые химические элементы* образуются в ядерных реакциях (8 класс, § 37). В периодической таблице они помещены в соответствии с электронным строением их атомов.

Синтезировано уже много химических элементов. В частности, элемент менделевий Md (порядковый номер 101) был получен в 1955 г. действием  $\alpha$ -частиц на атомы эйнштейния:



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 8–10 (с. 22). Решите задачи 1, 2 (с. 23).

## § 5. Валентность и валентные возможности атомов

**Валентность.** Понятие «валентность» относится к важным понятиям химии. Развитие учения о химической связи дало возможность выяснить физический смысл этого понятия.

В настоящее время **валентность** химических элементов принято определять числом ковалентных связей, которыми данный атом соединен с другими атомами.

В образовании химической связи в основном участвуют электроны наружных незавершенных энергетических уровней. Поэтому в большинстве случаев максимальная валентность элементов, т. е. максимальное число ковалентных связей, определяется числом электронов, находящихся на этом энергетическом уровне. Эти электроны, как правило, способны образовывать с наружными электронами атомов других элементов общие электронные пары. Поэтому валентность элементов определяют также *числом электронных пар*, образующих химическую связь.

**Валентные возможности атомов.** Вам известно, что в большинстве случаев численное значение валентности соответствует номеру группы в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Однако есть и исключения.

Так, например, этому правилу не подчиняются элементы 2-го периода — азот N, кислород O и фтор F. Почему? Разберем этот вопрос на конкретных примерах.

Так, фосфор P проявляет высшую валентность +5, соответствующую номеру группы, а азоту N она несвойственна. Объясняется это тем, что в атоме азота имеется только три неспаренных электрона и азот, например в соединениях с водородом, трехвалентен. Расспаривание же электронов невозможно, так как на наружном энергетическом уровне в атоме азота нет свободных орбиталей:

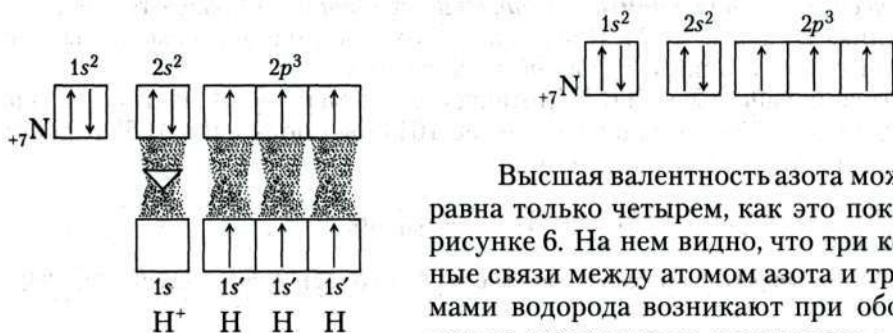


Рис. 6. Образование иона аммония

Высшая валентность азота может быть равна только четырем, как это показано на рисунке 6. На нем видно, что три ковалентные связи между атомом азота и тремя атомами водорода возникают при обобществлении неспаренных электронов с антипараллельными спинами. Четвертая же ковалентная связь появляется за счет общей

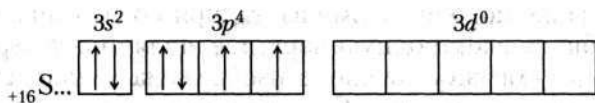
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...понятие «валентность» было введено английским ученым Э. Франклендом в 1853 г., а в 1858 г. немецкий химик А. Кекуле высказал идею о четырехвалентности атома углерода, что имело важнейшее значение для развития органической химии.

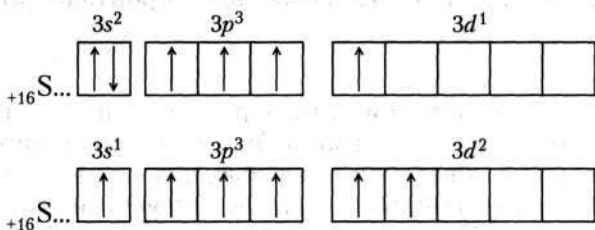
электронной пары атома азота и свободной  $s$ -орбитали иона водорода  $H^+$ . Теперь понятно, почему атом азота не может проявить более высокую валентность.

Разберем еще один пример. Кислород обычно двухвалентен, хотя находится в VI группе, валентность же серы соответствует номеру группы. Почему?

В атомах серы расположение электронов по орбиталям следующее:

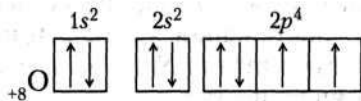


Как видно из схемы, в атоме серы два неспаренных электрона. Действительно, известны соединения двухвалентной серы, например сероводород  $H_2S$ . Так как в атомах серы на наружном энергетическом уровне имеются свободные  $d$ -орбитали, то в результате расщепления  $3p$ - и  $3s$ -электронов может образоваться четыре или шесть неспаренных электронов:



Отсюда понятно, почему сера может быть четырехвалентна, например в оксиде серы(IV)  $SO_2$ , и шестивалентна, например в оксиде серы(VI)  $SO_3$ .

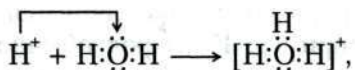
Расположение электронов по орбиталям в атоме кислорода следующее:



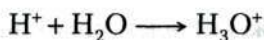
В атоме кислорода, как и в атоме серы, тоже два неспаренных электрона, но так как на наружном энергетическом уровне нет свободных орбиталей, то расщепления электронов не происходит. Поэтому кислород обычно двухвалентен.

Нам уже известно, что атом кислорода может передать одну из неподеленных электронных пар на вакантную орбиталь иона водорода и образо-

вать ион гидроксония. Процесс образования иона гидроксония сходен с процессом образования иона аммония:



или



Атом кислорода, подобно атому азота, при образовании иона аммония предоставляет общую электронную пару, т. е. является *донором*, а ион  $\text{H}^+$  — *акцептором*. Таким образом, на схеме изображена ковалентная связь с донорно-акцепторным механизмом. Следовательно, в ионе гидроксония кислород трехвалентен.

Процесс образования ионов аммония и гидроксония позволяет сделать следующий вывод.

**Валентные возможности атомов** определяются не только числом неспаренных электронов, но и числом неподеленных электронных пар, способных переходить на свободные орбитали атомов другого элемента.

Но так как валентность принято определять числом связей, которыми данный атом соединен с другими атомами, то такое определение относится к соединениям с ковалентной связью, так как в ионных соединениях число связей между ионами не соответствует числу единиц валентности.

**Периодическое изменение валентности и размеров атомов.** Периодическое изменение валентности элементов и, следовательно, их свойств обусловлено тем, что с возрастанием зарядов ядер атомов периодически повторяются элементы со сходной электронной структурой, например литий Li, натрий Na и калий K; бериллий Be, магний Mg и т. д.

В периодической последовательности возрастают атомные радиусы этих элементов. Так, например, во 2-м периоде от элемента лития Li до элемента фтора F происходит постепенное уменьшение атомных радиусов, а от элемента фтора F к элементу натрию Na — резкое увеличение атомных радиусов. Объясняется это явление так.

При переходе от лития Li к фтору F постепенно возрастают заряды ядер атомов этих элементов. В связи с этим в ряду постепенно увеличивается сила притяжения наружных электронов к ядру и размеры атомов уменьшаются. А с переходом от элемента фтора F к элементу натрию Na последующий электрон помещается на более удаленный от ядра третий энергетический уровень. Поэтому размеры атомов элемента натрия сильно возрастают.

Размеры атомов, в свою очередь, влияют на их свойства. Так, например, атомы элементов лития Li, натрия Na, калия K обладают наибольшими размерами по сравнению с атомами других элементов в тех же периодах. В связи с этим наружные электроны в атомах щелочных металлов находятся дальше от ядра, слабее притягиваются к нему и могут легко удаляться. Этим и объясняется, почему щелочные металлы являются донорами электронов, т. е. сильными восстановителями. При переходе в периодах от типичных металлических элементов к галогенам размеры атомов уменьшаются, сила притяжения наружных электронов к ядру увеличивается, что и приводит к уменьшению восстановительных и увеличению окислительных свойств.

В связи с периодическим изменением валентности химических элементов периодически изменяются также формы (состав, строение) и свойства оксидов и водородных соединений (гидридов) химических элементов. Так, например, оксид лития  $\text{Li}_2\text{O}$ , оксид натрия  $\text{Na}_2\text{O}$ , оксид калия  $\text{K}_2\text{O}$  сходны не только по составу и строению, но и по свойствам. Все они бурно реагируют с водой с образованием соответствующих оснований, обладающих сильнощелочными свойствами. Однако между этими оксидами имеются и различия. От оксида лития к оксиду калия, т. е. в группе сверху вниз, основные свойства оксидов усиливаются. Например, оксид калия образует сравнительно более сильную щелочь, чем оксид натрия.

Такая же закономерность наблюдается и в других А-группах. Так, например, высшие оксиды IVA-группы — оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$ , оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$ , оксид германия(IV)  $\text{GeO}_2$ , оксид олова(IV)  $\text{SnO}_2$ , оксид свинца(IV)  $\text{PbO}_2$  — сходны по составу и по некоторым свойствам. Однако оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  — это кислотный оксид. У оксида кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  кислотные свойства выражены слабее. А оксиды олова(IV) и свинца(IV) амфотерны — у них кислотные свойства выражены еще слабее.

Периодически изменяются также формы и свойства гидридов. Металлы I—III групп главных подгрупп (А-групп) с водородом образуют *нелетучие водородные соединения*. Так, например, гидрид лития LiH, гидрид натрия NaH, гидрид калия KH сходны между собой как по форме, так и по свойствам.

Элементы IV—VII групп главных подгрупп (А-групп) образуют *летучие водородные соединения*. Формы и свойства этих соединений тоже изме-

няются периодически. Так, например, водородные соединения галогенов — фтороводород HF, хлороводород HCl, бромоводород HBr, иодоводород HI — сходны как по форме, так и по свойствам.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 11—17. Решите задачи 3—4 (с. 23).

?

1. Сравните формулировку периодического закона, данную Д. И. Менделеевым, с современной формулировкой. Объясните, почему потребовалось такое изменение формулировки.

2. Почему число элементов в периодах соответствует ряду чисел 2—8—18—32? Объясните эту закономерность с учетом размещения электронов по энергетическим уровням.

3. На основе теории строения атомов поясните, почему группы элементов разделены на главные (А-группы) и побочные (Б-группы).

4. По каким признакам различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы?

5. Пользуясь периодической таблицей Д. И. Менделеева, составьте схемы распределения электронов по орбиталиям и энергетическим уровням в атомах элементов ванадия V, никеля Ni и мышьяка As. Какие из них относятся к *p*-элементам и какие — к *d*-элементам и почему?

6. Распределению электронов по энергетическим уровням в атоме элемента соответствует ряд чисел: 2—8—18—7. В периодической таблице этот элемент расположен в группе

1) IVA 2) VIIA 3) IVB 4) VIIB

7. Установите соответствие между химическим элементом и электронной конфигурацией его нейтральных атомов.

- |       |                               |
|-------|-------------------------------|
| 1) N  | A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$      |
| 2) Ar | Б. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ |
| 3) Na | В. $1s^2 2s^2 2p^3$           |
| 4) Cl | Г. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |

1	2	3	4

8. Разъясните, почему химический знак водорода обычно помещают в главной подгруппе I группы и в главной подгруппе VII группы.

9. На основе закономерностей размещения электронов по орбиталиям объясните, почему лантаноиды и актиноиды обладают сходными химическими свойствами.

10. Назовите известные вам искусственно полученные элементы, укажите их место в периодической таблице Д. И. Менделеева и начертите схемы, отражающие расположение электронов по орбиталиям в атомах этих элементов.

11. Объясните сущность понятия «валентность» с точки зрения современных представлений о строении атомов и образовании химической связи.

12. Почему численное значение валентности не всегда совпадает с числом электронов на наружном энергетическом уровне?

13. Почему максимальная валентность элементов 2-го периода не может превысить число 4?

14. Составьте электронные схемы, отражающие валентность азота в азотной кислоте и валентность углерода и кислорода в оксиде углерода(II).

15. Почему по современным представлениям понятие «валентность» неприменимо к ионным соединениям?

16. Какие закономерности наблюдаются в изменении атомных радиусов в периодах слева направо и при переходе от одного периода к другому?

17. Вспомните формулировку периодического закона, данную Д. И. Менделеевым, и современную формулировку этого закона. На конкретных примерах подтвердите, что периодически изменяются не только свойства химических элементов, но и формы и свойства их соединений.