

**Периодическая система
химических
элементов Д. И. Менделеева**

Периодический закон Д.И. Менделеева

- Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда их атомных ядер.

- Периодическая система химических элементов — это графическое отображение периодического закона.
- По горизонтали Периодическая система делится на семь периодов, а по вертикали — на восемь групп.

- **Периодом** называют горизонтальный ряд химических элементов в таблице Менделеева, расположенных в порядке возрастания зарядов их атомных ядер, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся благородным газом.

Всего в Периодической системе семь периодов.

- **Малым** называют период, состоящий только из одного ряда.

- **Большими** называют периоды, состоящие из двух рядов — четного и нечетного.

Группой называют вертикальный ряд химических элементов в таблице Менделеева, расположенных в порядке возрастания зарядов их атомных ядер, сходных по строению внешних электронных структур атомов и свойствам образованных ими соединений.

- **Главной** называют подгруппу, состоящую из элементов и малых, и больших периодов.

- **Побочной** называют подгруппу, состоящую только из элементов больших периодов.

Высшая положительная степень окисления элемента равна номеру группы.

Изменение свойств химических элементов в периодах и главных подгруппах

ПЕРИОД

Металлические свойства
ослабевают

Неметаллические свойства
усиливаются



Металлические свойства
усиливаются

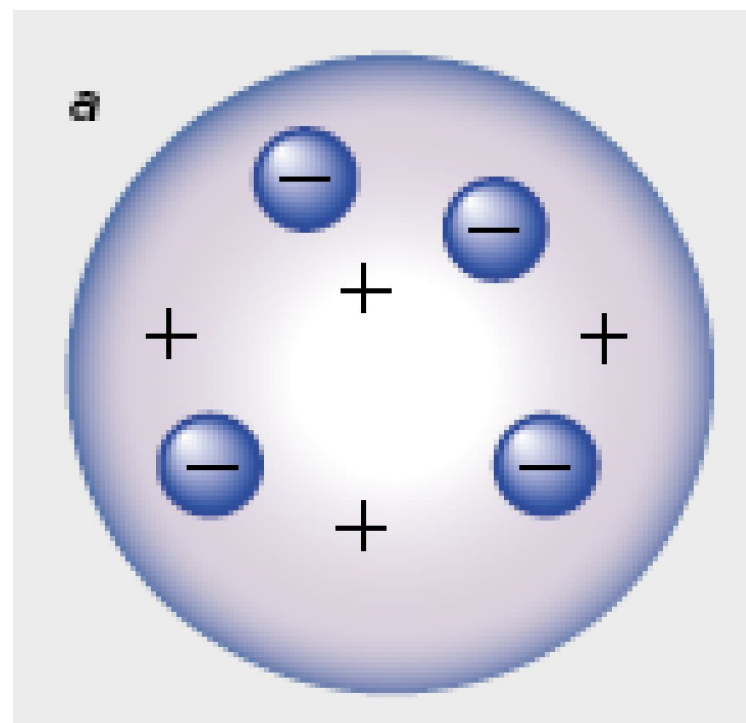
Неметаллические свойства
ослабевают



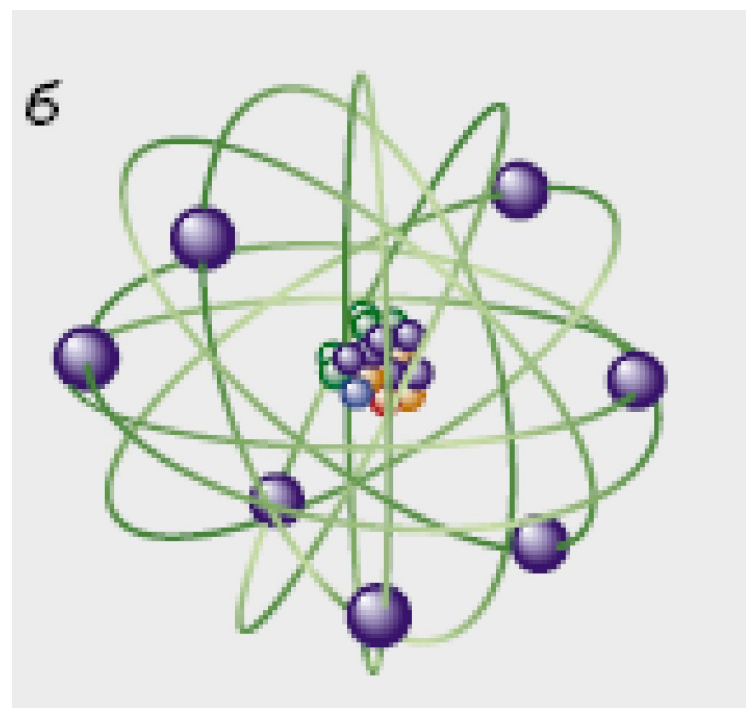
Строение атома

Атом — это устойчивая система элементарных частиц, состоящая из ядра, образованного протонами и нейтронами, и электронной оболочки.

Первой моделью атома, отражающей его сложное строение, была предложенная в 1904 г. модель Дж. Томсона, получившая образное название «сливовый пудинг». Атом рассматривался как сферическая капля с положительным зарядом, в которую, как сливы в пудинг, вкраплены отрицательно заряженные электроны



Э. Резерфорд
экспериментально
доказал, что в центре
ядра расположено очень
маленькое по размеру
положительно заряженное
ядро, а вокруг него, как
планеты вокруг Солнца,
движутся электроны.
Такая модель получила
название **планетарной**



- В 1896 г. французский физик А. Беккерель открыл **радиоактивность** — самопроизвольный распад атомов некоторых элементов, названных радиоактивными.
- С 1897 по 1932 г. были открыты элементарные частицы, составляющие атомы химических элементов: электрон, протон и нейтрон.

Сравнительная характеристика элементарных частиц

Частица	Условное обозначение	Масса		Заряд	
		а. е. м.	г	относит.	Кл
Протон	p	1	$1,673 \cdot 10^{-24}$	+ 1	$1,6 \cdot 10^{-19}$
Нейтрон	n^0	1	$1,675 \cdot 10^{-24}$	0	0
Электрон	e^-	0,00055	$9,10 \cdot 10^{-28}$	-1	$-1,6 \cdot 10^{-19}$

Массовое
число атома

Порядковый
номер



Число нейтронов в ядре обозначают буквой N .

Относительные массы протона и нейтрона примерно одинаковы и приблизительно равны 1 а. е. м.

Значит, относительная масса ядра атома близка к сумме чисел протонов и нейтронов.

Эту сумму называют **массовым числом** атома и обозначают буквой A

Между массовым числом, числом протонов и нейтронов в ядре есть простое соотношение:

$$A = Z + N.$$

Углерод в природе представлен двумя изотопами: ${}^{12}\text{C}$ и ${}^{13}\text{C}$. Нужно уточнить, что 1 а. е. м. равна $1/12$ массы атома углерода-12:

$$1 \text{ а. е. м.} = 1/12 m_{\text{атома}} ({}^{12}\text{C}).$$

Используя эту формулу, можно рассчитать число нейтронов в ядре атома любого элемента по известному массовому числу. Например, в ядре атома лития ${}^7_3\text{Li}$ четыре нейтрона ($7 - 3 = 4$), в ядре атома кислорода ${}^{16}_8\text{O}$ восемь нейтронов ($16 - 8 = 8$), атома фосфора ${}^{31}_{15}\text{P}$ — шестнадцать ($31 - 15 = 16$), атома золота ${}^{197}_{79}\text{Au}$ — сто восемнадцать ($197 - 79 = 118$).

Атомы одного и того же элемента, содержащие в ядрах разное число нейтронов и, следовательно, обладающие различными массовыми числами, называют **изотопами**.

Различные изотопы хлора обозначаются ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ и ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ (читается так: *хлор-35* и *хлор-37*). Причем из каждых четырех атомов хлора три — это легкие изотопы. Любое природное соединение хлора имеет именно такое соотношение изотопов — 75 % ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ и 25 % ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. Зная это, можно приблизительно оценить относительную атомную массу хлора:

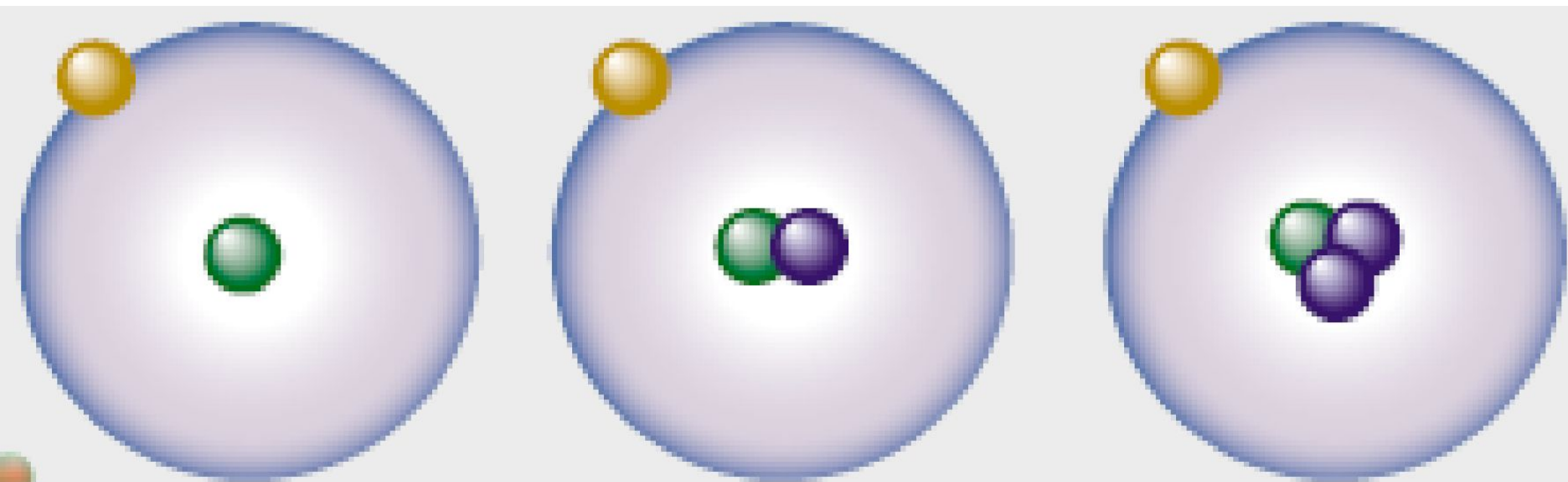
$$A_r(\text{Cl}) = \frac{A_r({}^{35}\text{Cl}) \cdot w({}^{35}\text{Cl}) + A_r({}^{37}\text{Cl}) \cdot w({}^{37}\text{Cl})}{100 \%} = \frac{35 \cdot 75 \% + 37 \cdot 25 \%}{100 \%} = 35,5.$$

Модели атомов трех изотопов водорода:
 ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{H}$ и ${}^3\text{H}$

«ПРОТИЙ»

«ДЕЙТЕРИЙ»

«ТРИТИЙ»



В ядре протия нейтронов нет, в ядре дейтерия один нейтрон, в ядре трития — два.

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называют **орбиталью**

- **s-Орбиталь** имеет сферическую форму. В центре сферы вероятность встретить электрон равна нулю: там находится крошечное ядро атома.
- **p-Орбиталь** напоминает по форме объемную восьмерку или гантель.
- Более сложную форму имеют **d-орбитали**. Большинство из них представляют собой две объемные восьмерки со взаимно перпендикулярными осями

Рис. 7. Примерная форма
электронных орбиталей

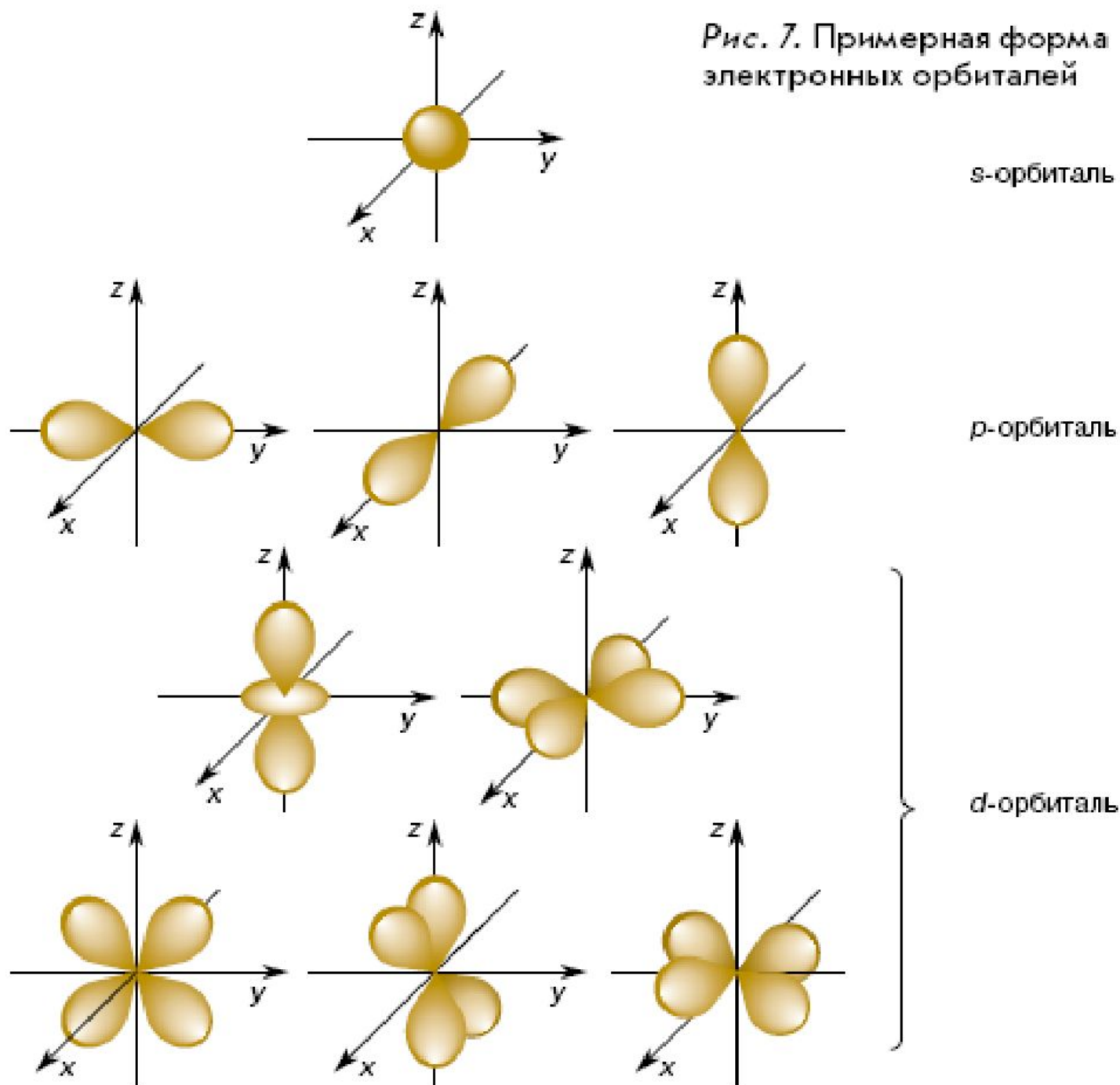




Рис. 8. Число орбиталей на первых трех энергетических уровнях атома

Каждый энергетический уровень любого атома имеет строго определенный набор орбиталей:

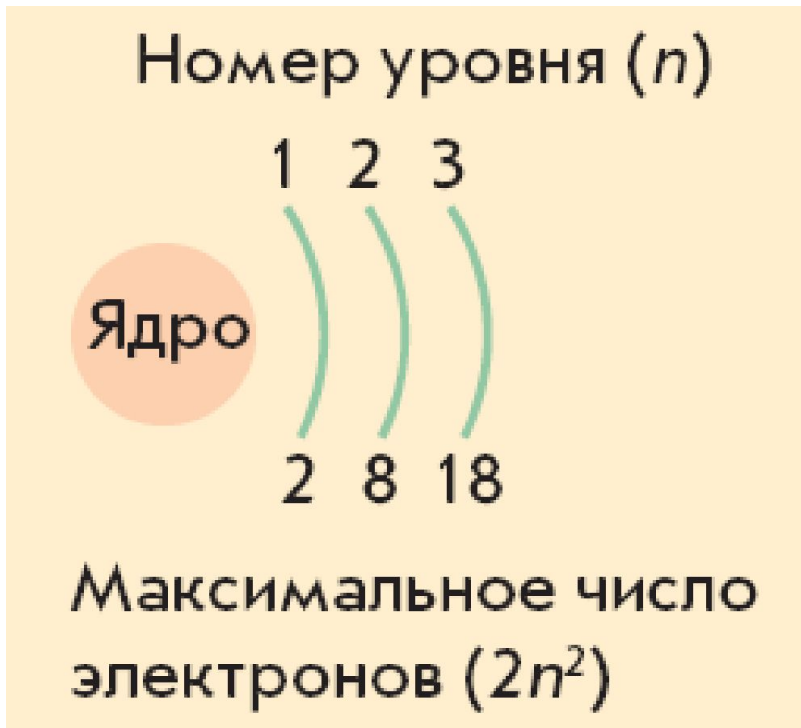
- **1-й уровень** — одну s-орбиталь;
- **2-й уровень** — одну s-орбиталь и три p-орбитали;
- **3-й уровень** — одну s-орбиталь, три p-орбитали и пять d-орбиталей;
- **4-й уровень** — одну s-орбиталь, три p-орбитали, пять d-орбиталей

- Атом состоит из ядра и электронной оболочки.
- Ядро содержит протоны и нейтроны.
- Вся масса атома сосредоточена в его ядре.
- Атомы одного элемента, различающиеся числом нейтронов в ядрах, называют изотопами.
- Совокупность электронов в атоме образует его электронную оболочку.

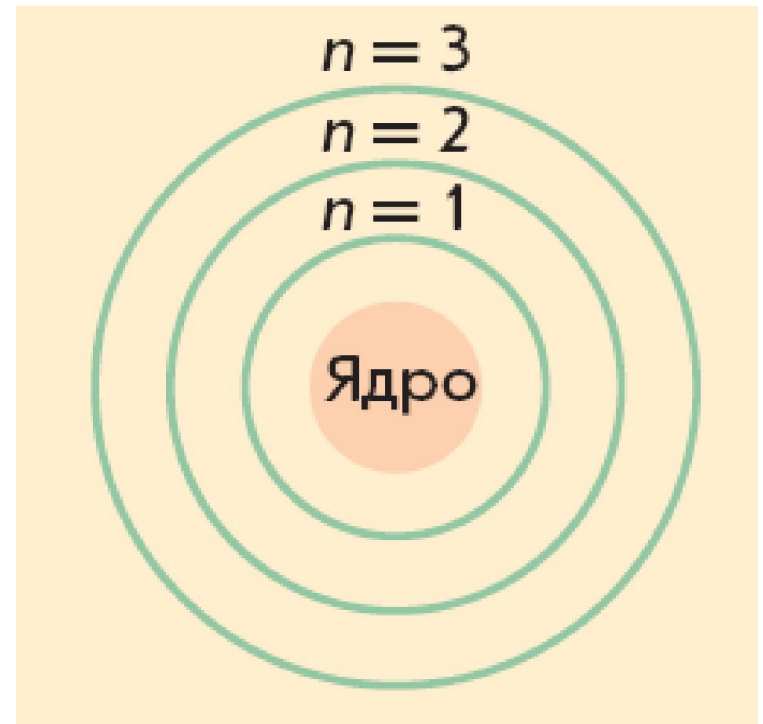
- Электроны в ней располагаются по энергетическим уровням (слоям).
- Число уровней равно номеру периода, к которому принадлежит элемент.
- Каждый энергетический уровень содержит определенное число орбиталей.
- Распределение электронов по энергетическим уровням и орбиталям отражает электронная формула атома.

Атомный номер элемента = Число протонов в ядре атома = Число электронов в электронной оболочке атома

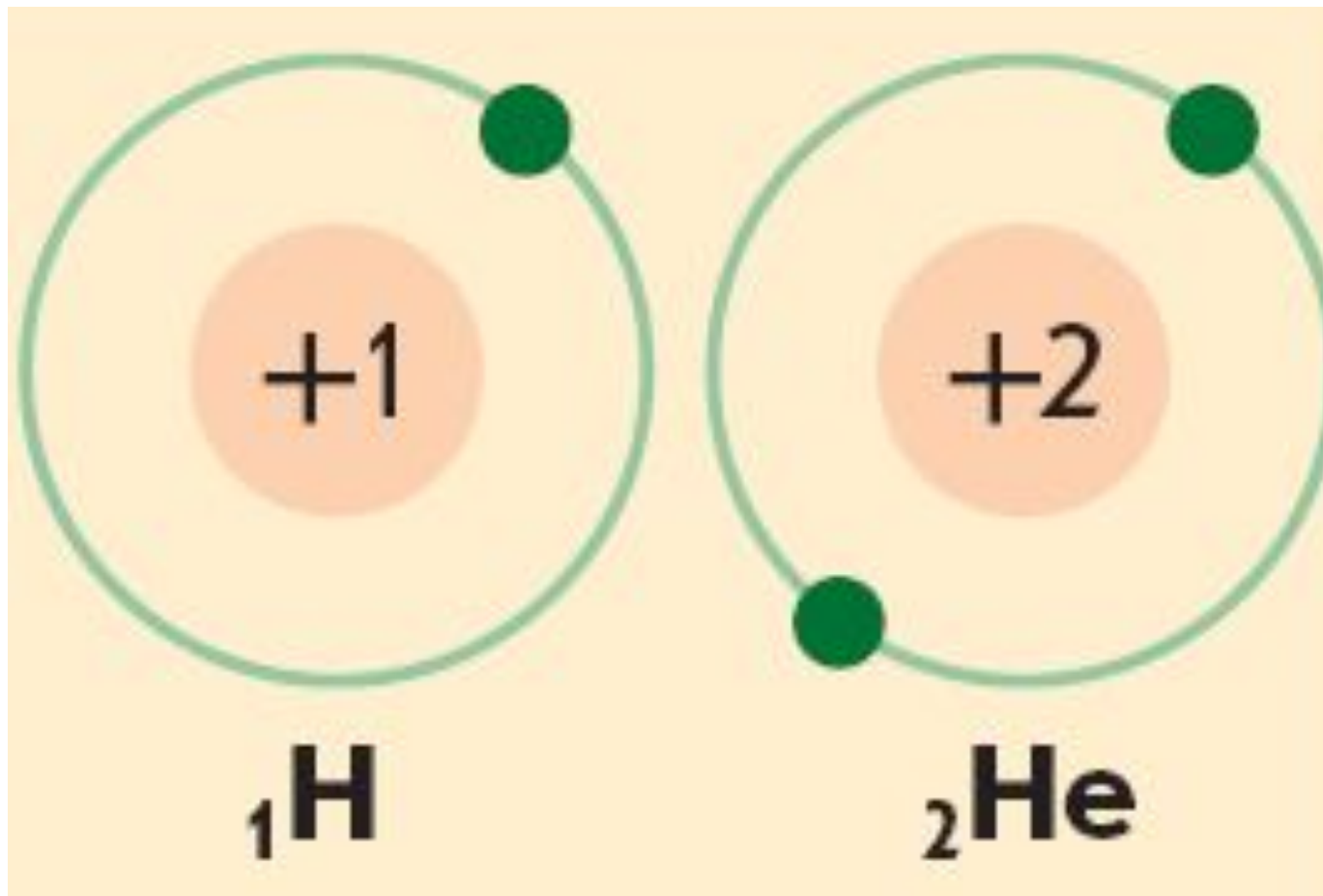
Например, фосфор — это элемент с атомным номером 15. В ядре атома фосфора 15 протонов, а 15 электронов составляют электронную оболочку атома.



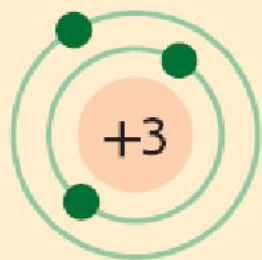
Максимальное число электронов на первых трех энергетических уровнях



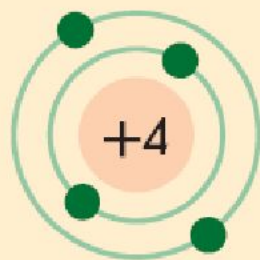
Три энергетических уровня атома элемента третьего периода



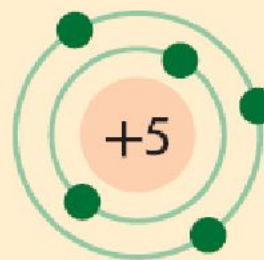
Строение электронных оболочек атомов водорода и гелия



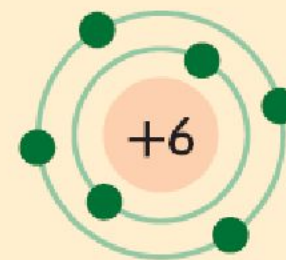
${}_{3}\text{Li}$ 2,1



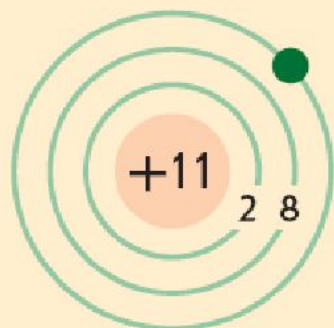
${}_{4}\text{Be}$ 2,2



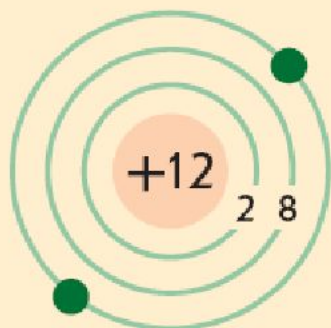
${}_{5}\text{B}$ 2,3



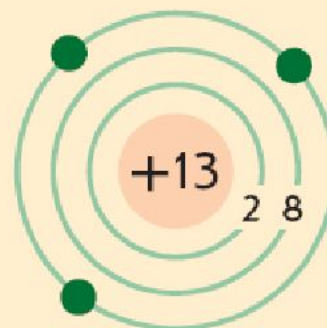
${}_{6}\text{C}$ 2,4



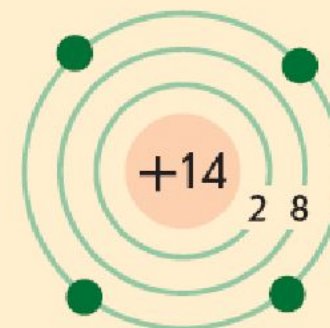
${}_{11}\text{Na}$ 2,8,1



${}_{12}\text{Mg}$ 2,8,2

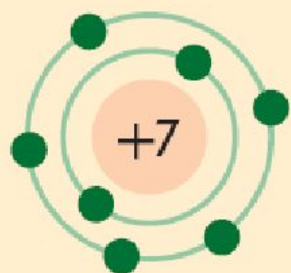


${}_{13}\text{Al}$ 2,8,3

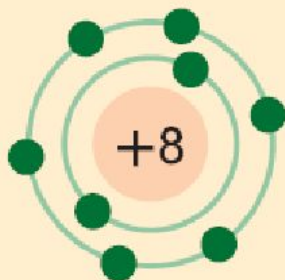


${}_{14}\text{Si}$ 2,8,4

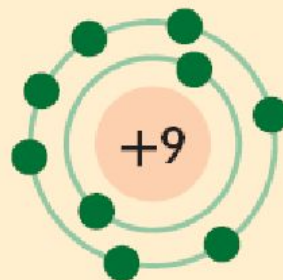
Строение электронных оболочек атомов металлов элементов второго и третьего периодов



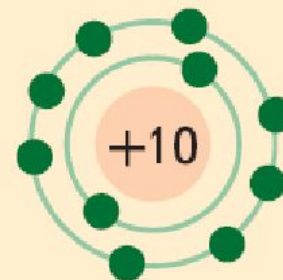
${}_{7}\text{N } 2,5$



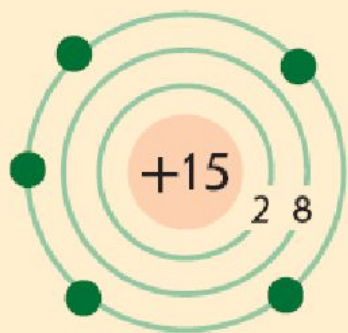
${}_{8}\text{O } 2,6$



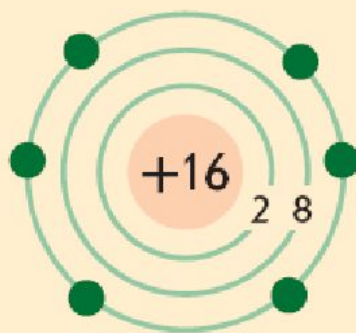
${}_{9}\text{F } 2,7$



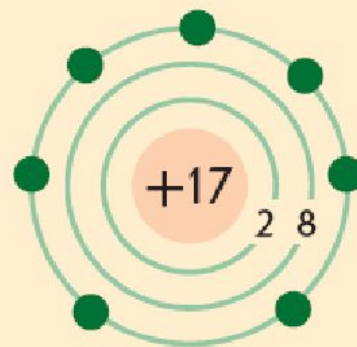
${}_{10}\text{Ne } 2,8$



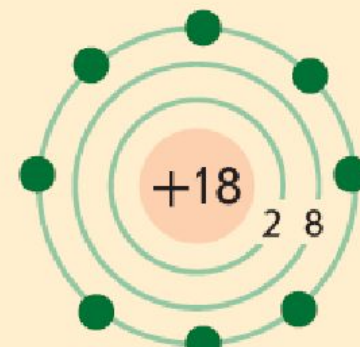
${}_{15}\text{P } 2,8,5$



${}_{16}\text{S } 2,8,6$



${}_{17}\text{Cl } 2,8,7$



${}_{18}\text{Ar } 2,8,8$

Строение электронных оболочек атомов неметаллов элементов второго и третьего периодов

Строение атома и периодический закон

1. Атомный (порядковый) номер химического элемента указывает на положительный заряд атомного ядра, т. е. на число содержащихся в нем протонов. Так как атом электронейтрален, очевидно, что атомный номер химического элемента указывает также и на число электронов в электронной оболочке атома.

2. Номер периода, в котором расположен химический элемент, как правило, указывает на число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме.
3. Номер группы указывает на число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов элементов главных подгрупп, а также на число валентных электронов (электронов, способных принять участие в образовании химических связей).