



Строение атома

**Маленькая
точка,
сделанная
карандашом,
состоит из
огромного
количества
атомов,
большего, чем
количество
жителей на
Земле !**



Демокрит



DEMOCRITUS

- В основе философии Демокрита лежит учение об атомах и пустоте как двух принципах, порождающих многообразие космоса. Атом есть мельчайшее «неделимое» тело, не подверженное никаким изменениям. Неделимость атома аналогична неделимости «бытия».





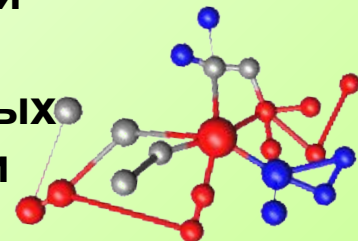
атомно- молекулярная теория



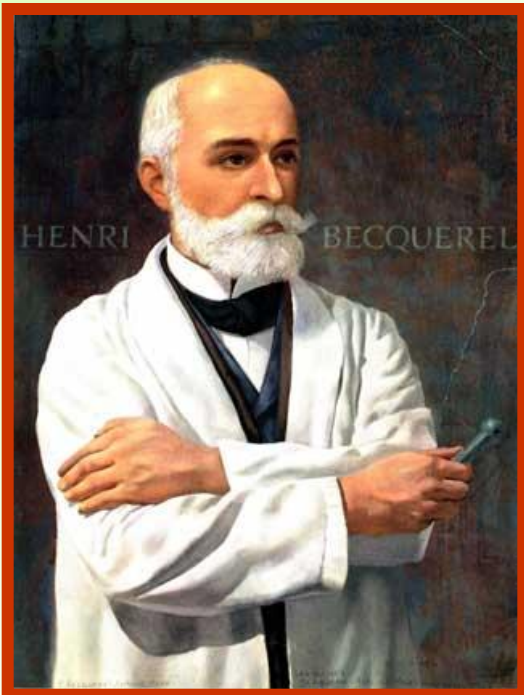
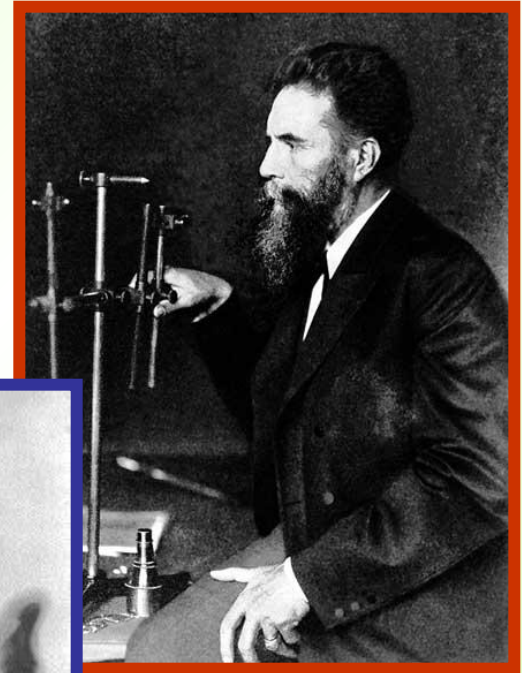
**М.В. Ломоносов
(1711-1765 гг.)**

**Джон Дальтон
(1766-1844 гг.)**

- 1. Материя состоит из мельчайших первичных частиц, или атомов.**
- 2. Атомы неделимы и не могут создаваться и разрушаться.**
- 3. Атомы характеризуются определенным размером и массой.**
- 4. Молекулы состоят из атомов, как из одинаковых, так и различных.**
- 5. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических – разрушаются.**
- 6. Химические реакции заключаются в образовании новых молекул из тех же самых атомов, из которых состояли исходные вещества.**

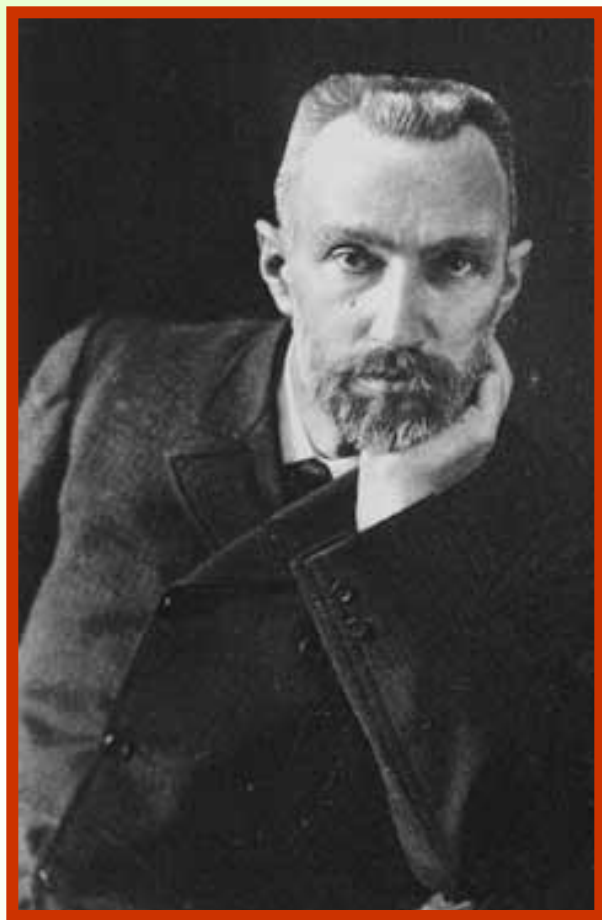


В 1895 году немецкий учёный **Уильям Конрад Рентген** обнаружил новый вид невидимых лучей, способных беспрепятственно проходить через твердые тела и вызывать почернение фотоплёнки. Рентген назвал их **X-лучами**.

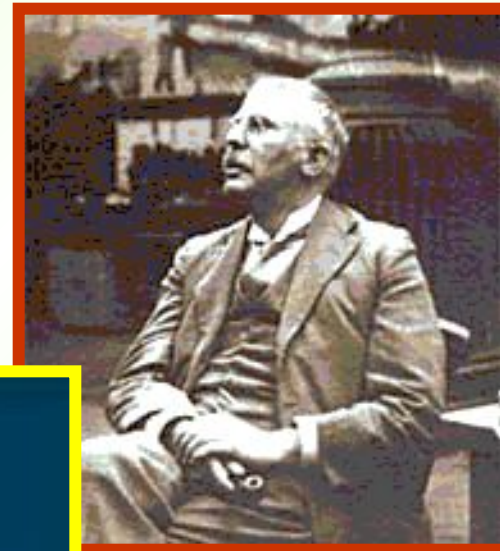


В 1896 году французский ученый **Анри Беккерель** открыл явление естественной **радиоактивности** (от лат. *Radius* – «луч») – самопроизвольного испускания атомами излучения.

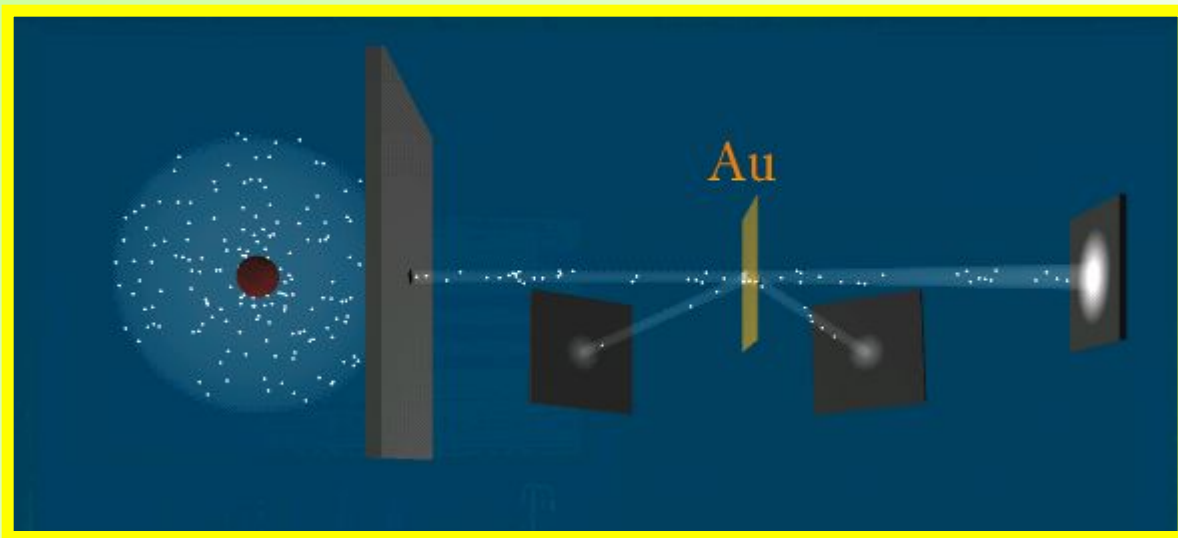
В 1898 году **Пьер Кюри** и **Мария Склодовская – Кюри**, изучавшие явление радиоактивности, **открыли новые элементы** – полоний и радий.



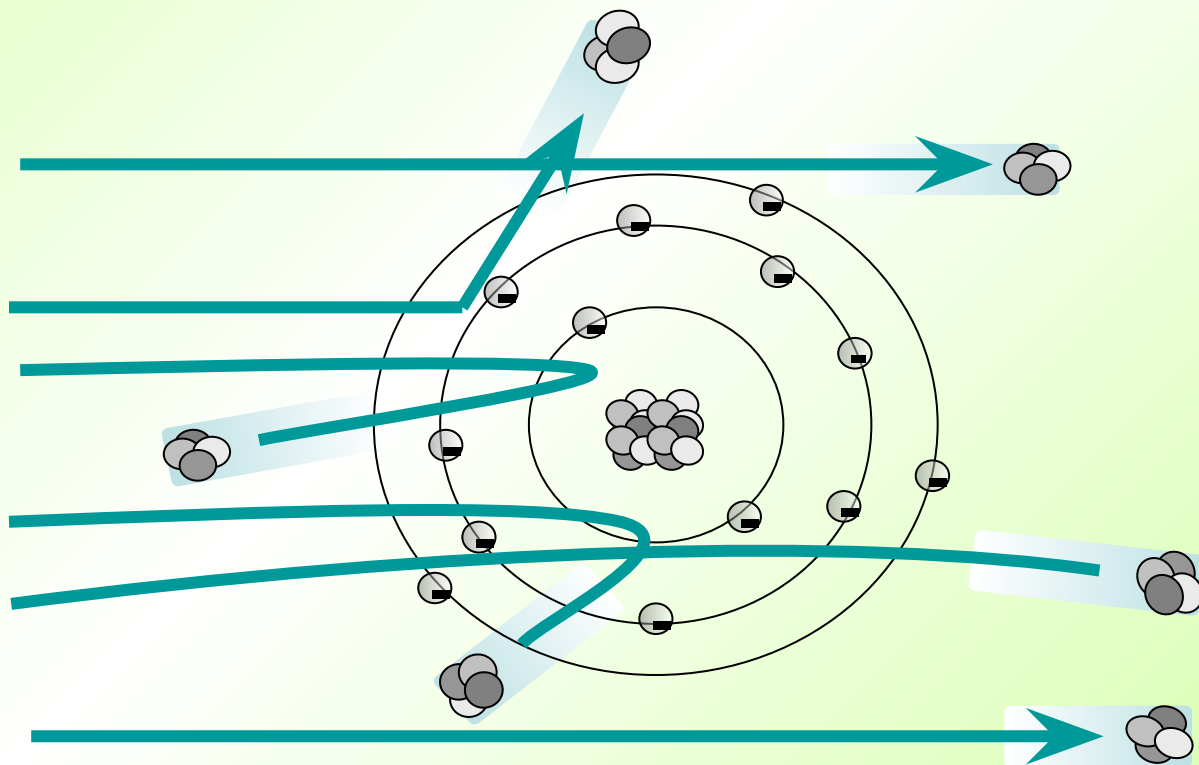
Английский физик **Эрнест Резерфорд**
в **1909** г. открыл **ядро атома**



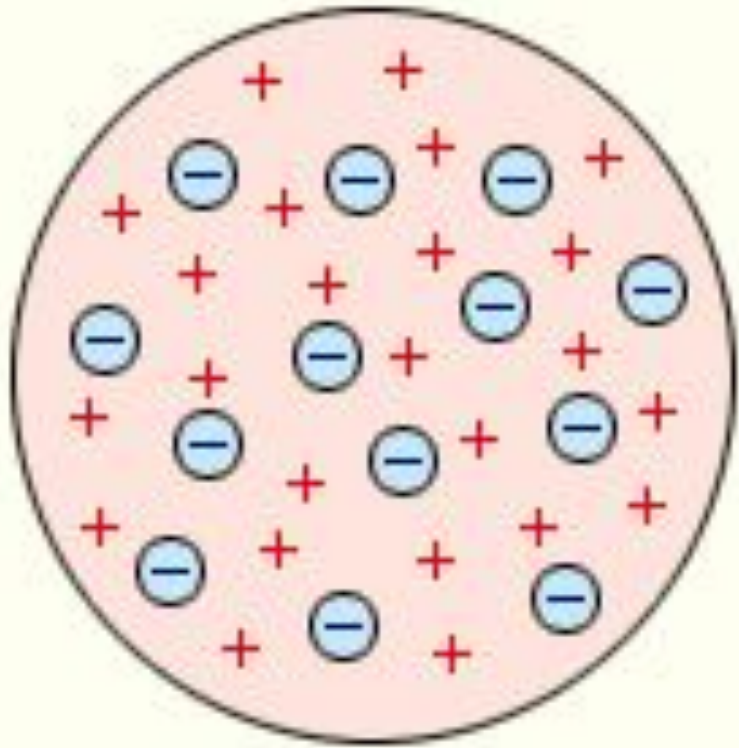
Опыт Резерфорда: поток α -частиц, излучаемый радиоактивным источником, через узкую щель направлялся на тонкую золотую фольгу; при помощи флюоресцирующего экрана проводилась регистрация α -частиц, которые в отсутствии фольги двигались узким пучком, вызывая на экране яркую вспышку



***α-частицы,
пролетая вблизи
атомного ядра,
отклоняются на
разные углы***

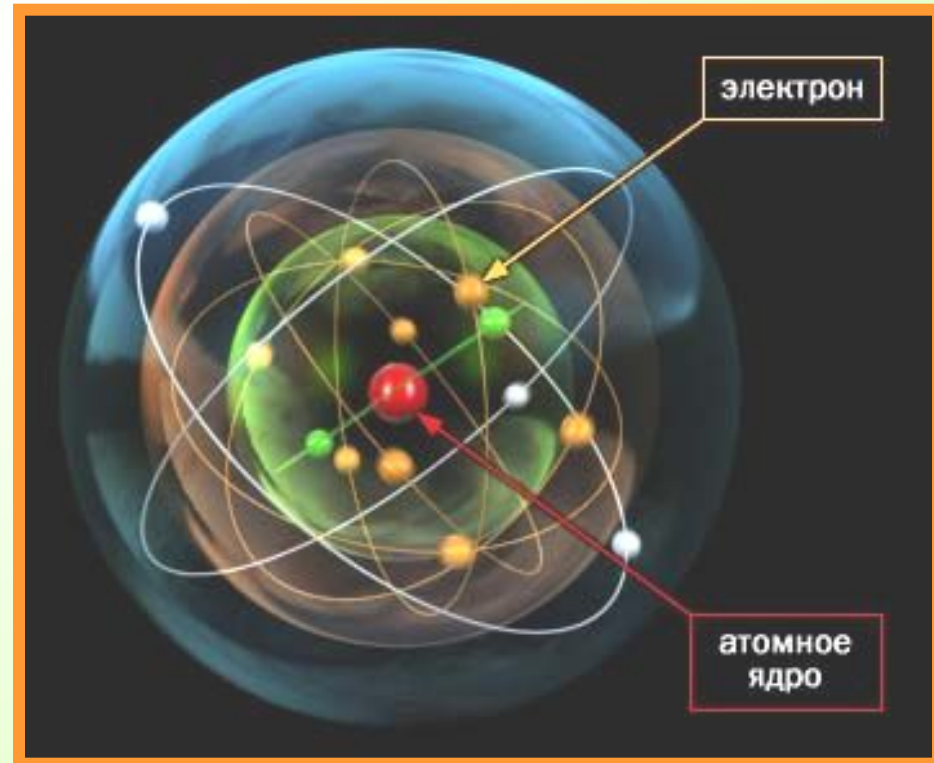


Модель Томсона

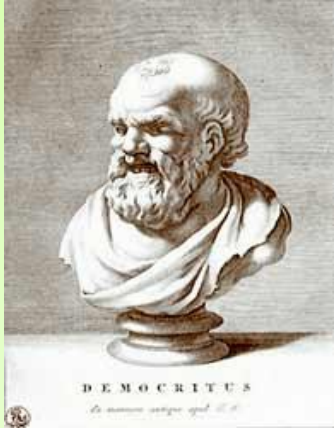


Дж. Дж. Томсон в 1898 году предложил модель атома в виде положительно заряженного шара радиусом 10^{-10} м, в котором плавают электроны, нейтрализующие положительный заряд.

Э. Резерфорд предложил **планетарную модель атома**: в центре находится положительно заряженное ядро, которое имеет достаточно малые размеры, но в нём заключена почти вся масса атома; вокруг ядра по круговым орбитам движутся отрицательно заряженные электроны, подобно движению планет вокруг солнца.

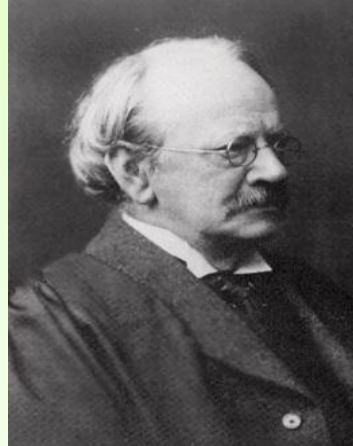


Родители атома.



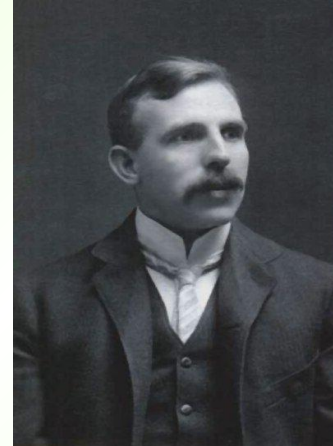
Демокрит
(460 до н. э. —
370 до н. э.)

Атом



**Джозеф Джон
Томсон**
(1856–1940 г)

*Пудинг
с изюмом*



**Эрнест
Резерфорд**
(1871–1937г)

*Планетарная
модель*



**Джеймс
Чедвик**
(1891–1974г)

*Сложное
строение ядра*

Химический элемент — это определенный вид атомов, характеризующийся одинаковым положительным зарядом ядра.

Формы существования химических элементов

```
graph TD; A[Формы существования химических элементов] --> B[свободные атомы]; A --> C[простые вещества]; A --> D[сложные вещества];
```

свободные атомы

простые вещества

сложные вещества

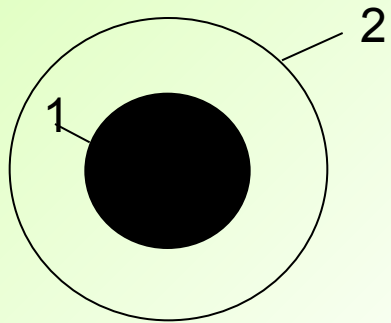
Строение атома

электроны

(отрицательный заряд)

ядро

(положительный заряд)



1-внутренняя сфера, в которой находится ядро

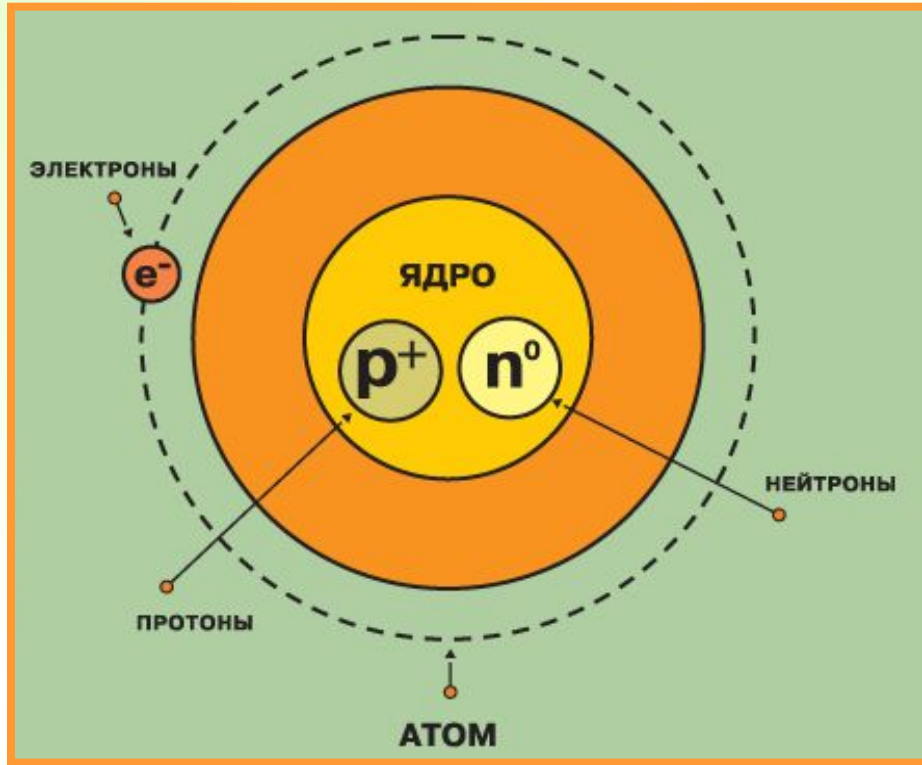
2-внешняя сфера, на которой находятся электроны

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.

2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре.

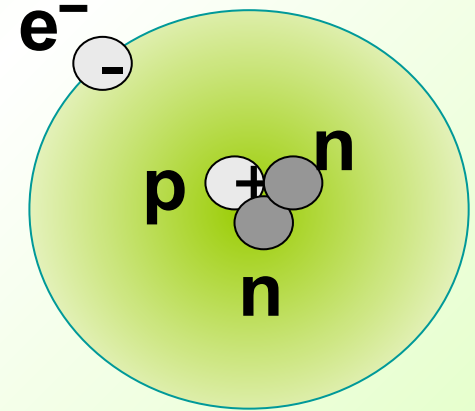
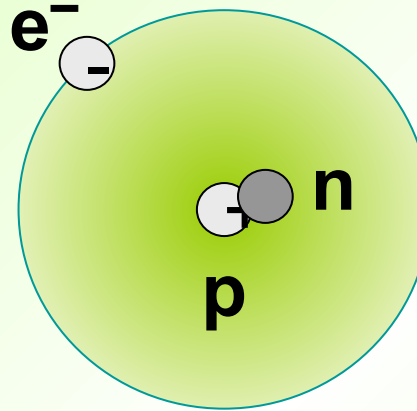
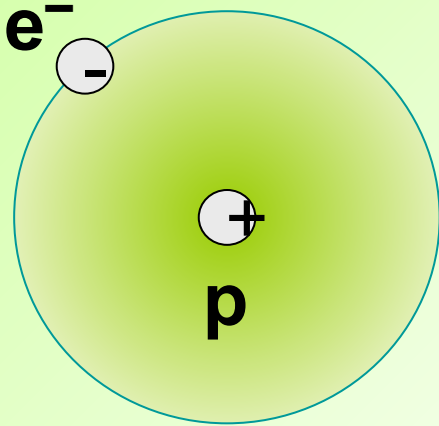
3. Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов (нуклонов).

4. Вокруг ядра по замкнутым орбитам вращаются электроны.



Частица	Заряд	Массовое число
Электрон e^-	-1	0
Протон p^+	+1	1
Нейтрон n^0	0	1

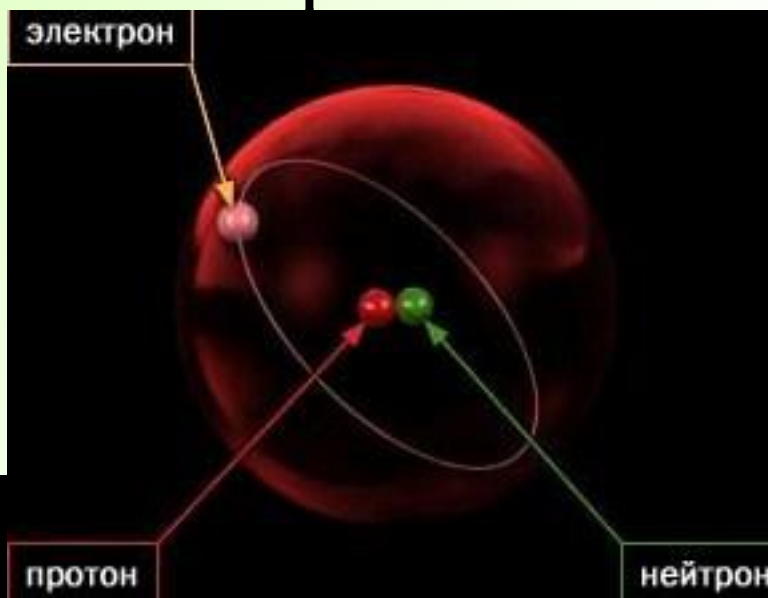
Атомы элемента, имеющие один и тот же заряд ядра, но разные массы, называются **ИЗОТОПАМИ**.



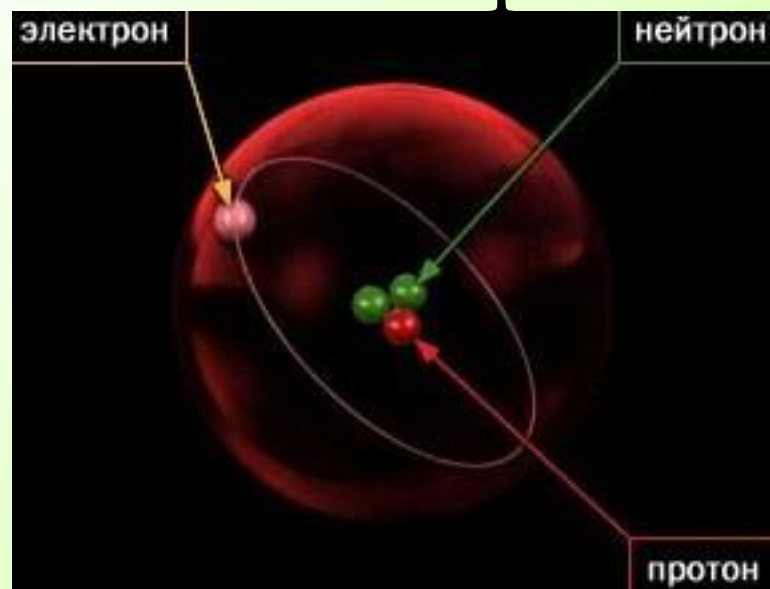
Изоотопы водорода		Водород ^1H	Дейтерий ^2D	Тритий ^3T
Число протонов (Z)	<i>одинаковое</i>	1	1	1
Число нейтронов N	<i>разное</i>	0	1	2
Массовое число A	<i>разное</i>	1	2	3

${}^2_1\text{H}$ дейтерий

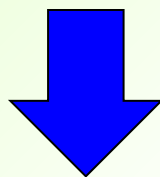
${}^1_1\text{H}$
протий



тритий
 ${}^3_1\text{H}$



Во атомах одного химического элемента число протонов **Z** всегда одинаково (равно заряду ядра), а число нейтронов **N** бывает разным.



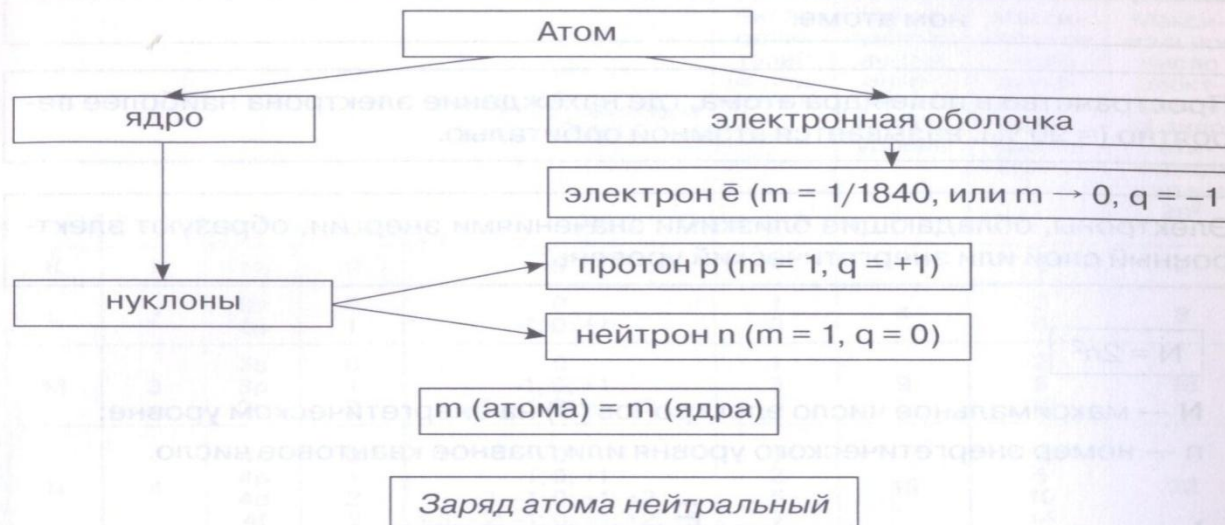
Химический элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Заряд ядра = Число протонов в ядре (Z) = Число электронов = Порядковый номер элемента в ПС

Атом – электронейтральная частица



Атом — наименьшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств.



Порядковый номер элемента = заряд ядра атома = число протонов в ядре = число электронов в атоме

$$A = N + Z$$

A — относительная атомная масса (округленное значение);
 N — число нейтронов;
 Z — порядковый номер элемента.

Изотопы — разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разную относительную атомную массу (A_r).

Пример: ${}_{18}^{36}\text{Ar}$ 18p; 18n; 18 \bar{e} ;

${}_{18}^{38}\text{Ar}$ 18p; 20n; 18 \bar{e} ;

${}_{18}^{40}\text{Ar}$ 18p 22n; 18 \bar{e} ;

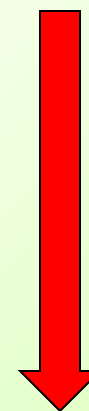
Изобары — разновидности атомов, имеющие одинаковую относительную атомную массу, но разные физические и химические свойства

Пример: ${}_{18}^{40}\text{Ar}$; ${}_{19}^{40}\text{K}$; ${}_{20}^{40}\text{Ca}$.

He

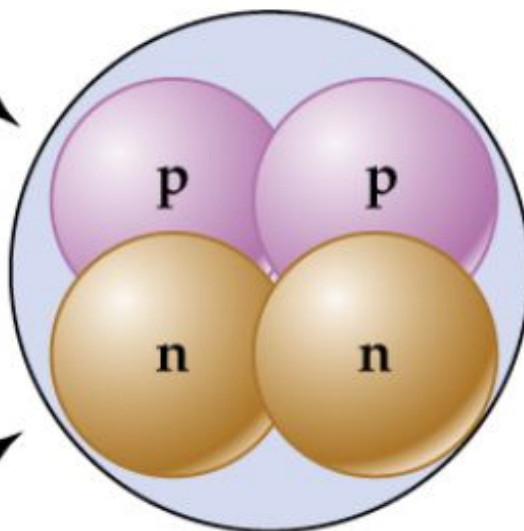
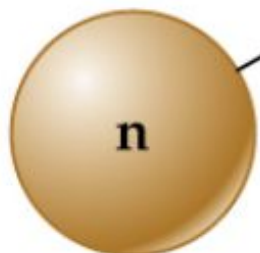
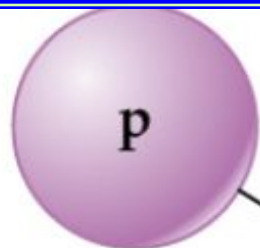
$Z = 2$

$A = 4$

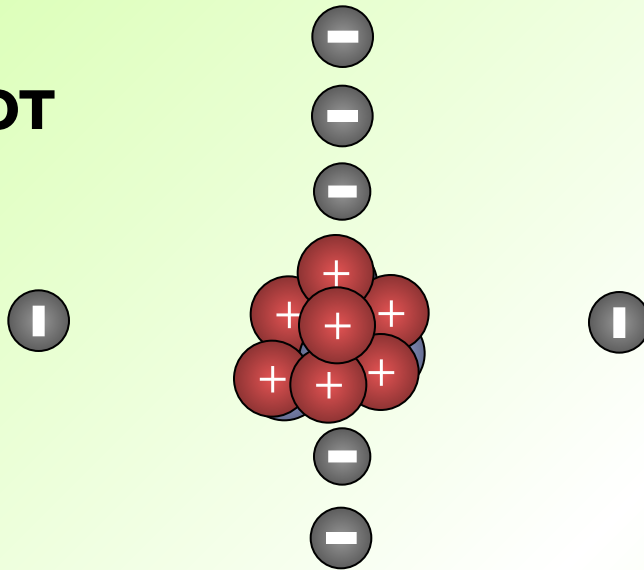


$e = p = 2$

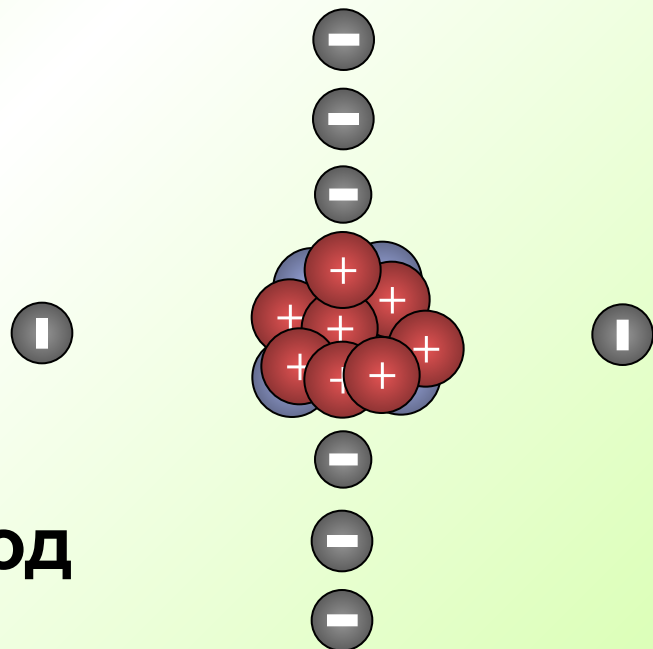
$n = 2$



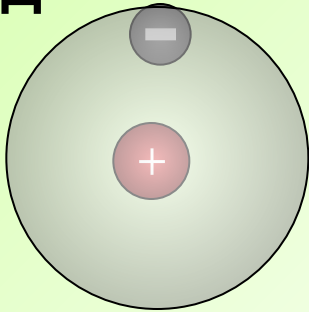
Азот



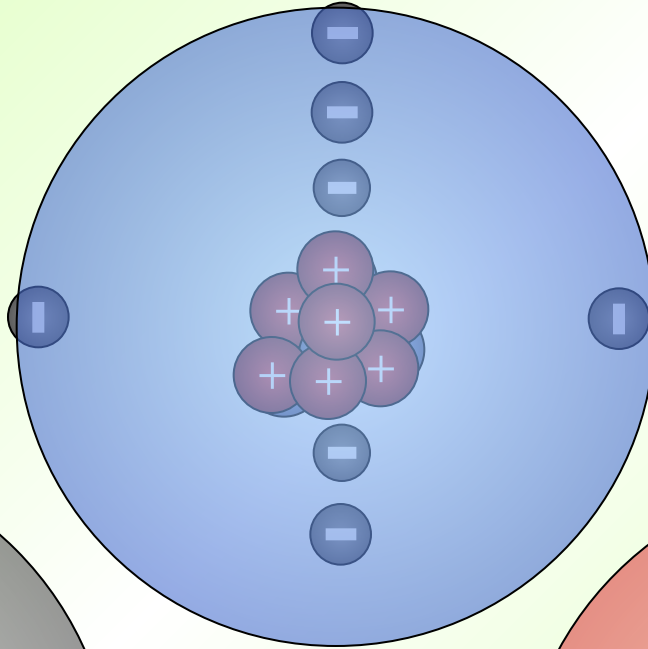
Кислород



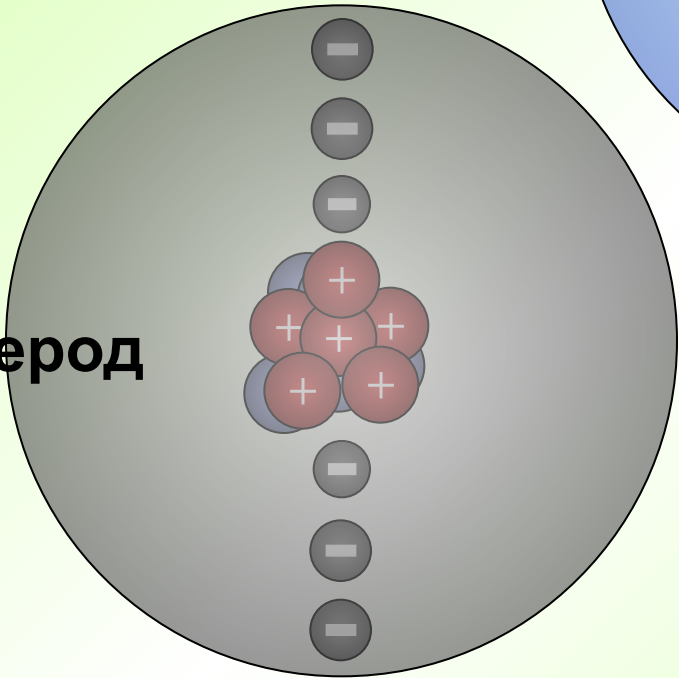
Водород



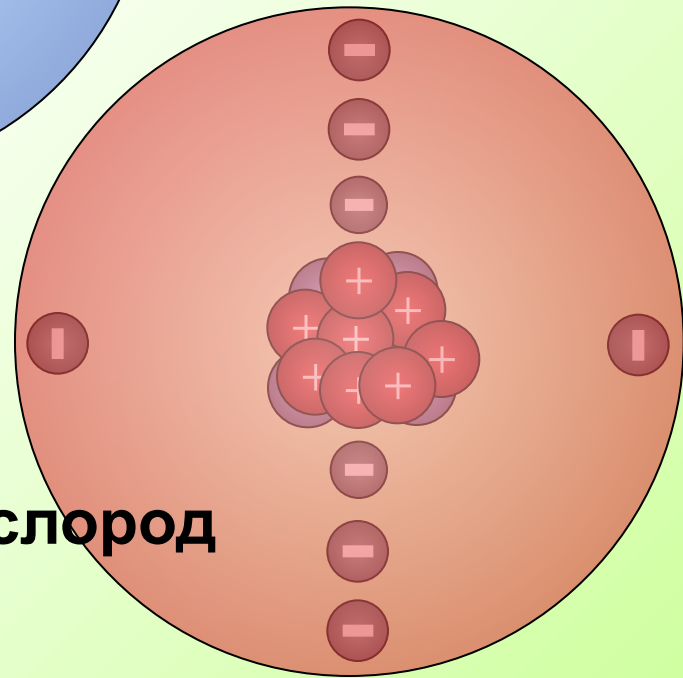
Азот



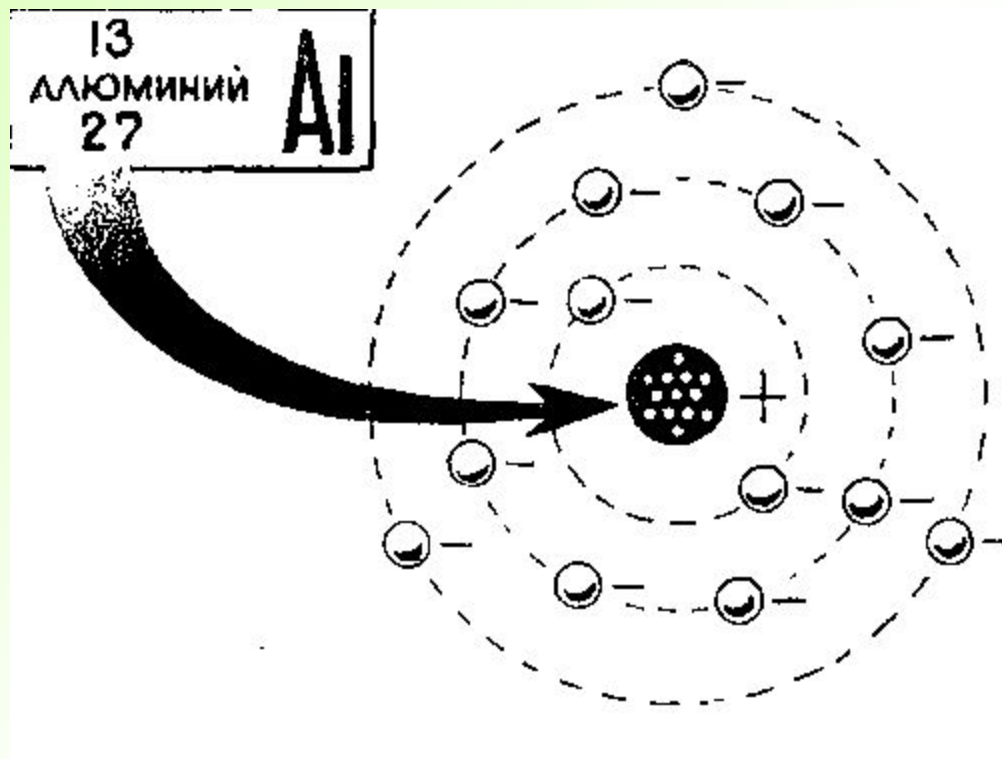
Углерод



Кислород



²⁷₁₃Al



(13p + 14n)

13e

Строение электронных оболочек атома

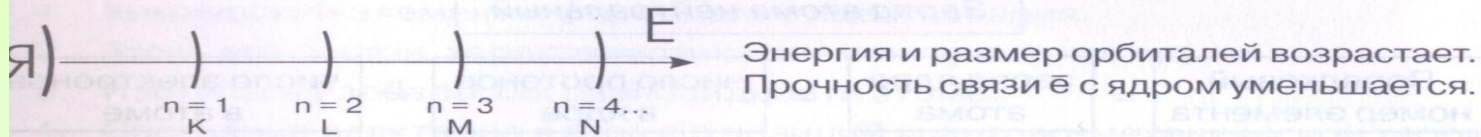
Электронная оболочка атома — это совокупность всех электронов в данном атоме.

Пространство в поле ядра атома, где нахождение электрона наиболее вероятно ($\approx 90\%$), называется атомной орбиталью.

Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют электронный слой или энергетический уровень.

$$N = 2n^2$$

N — максимальное число электронов (\bar{e}) на энергетическом уровне;
 n — номер энергетического уровня или главное квантовое число.



Состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами.

Главное квантовое число n определяет энергию \bar{e} , обозначает номер энергетического уровня, принимает целочисленные значения:
 $n = 1, 2, 3, 4 \dots$

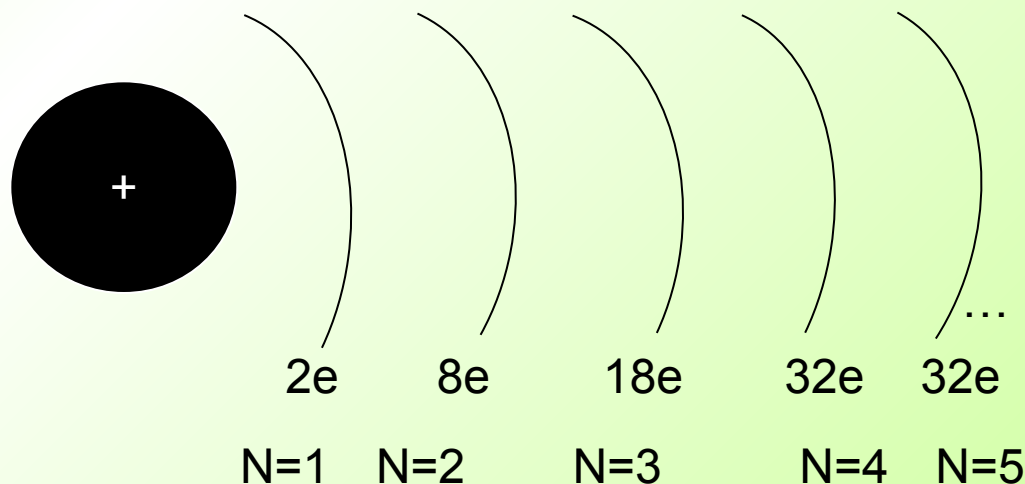
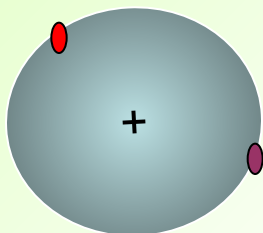
Побочное орбитальное квантовое число l определяет форму электронного облака (s, p, d, f...), принимает целочисленные значения:
 $l = 0, 1, 2, 3 \dots (n - 1)$

Магнитное квантовое число m_l определяет число орбиталей на подуровне, принимает при данном значении l ($2l + 1$) значений

Спиновое квантовое число s характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Количество электронов на энергетических уровнях

$$N = 2n^2$$



Распределение электронов по энергетическим уровням



Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням

Энергетический уровень		Подуровень		Магнитное квантовое число m_l	Число орбиталей на подуровне	Число орбиталей на энергетическом уровне	Максимальное число электронов в подуровне $2(2l+1)$	Максимальное число электронов на энергетическом уровне $2n^2$
Обозначение	Главное квантовое число n	Обозначение	Орбитальное квантовое число l					
K	1	1s	0	0	1	1	2	2
L	2	2s 2p	0 1	0 -1; 0; +1	1 3	4	2 6	8
M	3	3s 3p 3d	0 1 2	0 -1; 0; +1 -2; -1; 0; +1; +2	1 3 5	9	2 6 10	18
N	4	4s 4p 4d 4f	0 1 2 3	0 -1; 0; +1 -2; -1; 0; +1; +2 -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

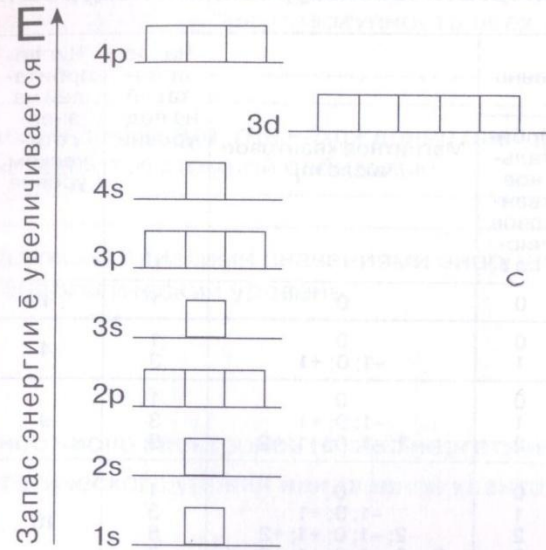
Заполнение орбиталей:

- Принцип Паули** — в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.
- Правило Гунда** — на данном подуровне электроны располагаются так, чтобы их суммарное спиновое число было максимальным.
- Принцип наименьшей энергии** — электроны заполняют энергетические подуровни в порядке увеличения их энергии.

Ряд последовательного заполнения электронами орбиталей

1	2	3	4	5	6	7
1s	2s, 2p	3s, 3p	4s, 3d, 4p	5s, 4d, 5p	6s, 4f, 5d, 6p	7s, 5f, 6d, 7p

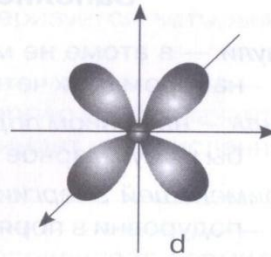
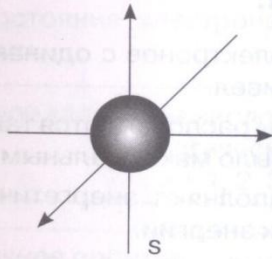
Схема последовательности заполнения энергетических подуровней



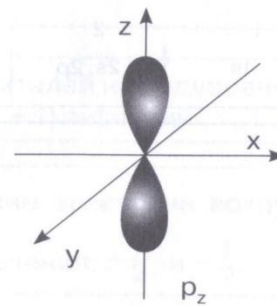
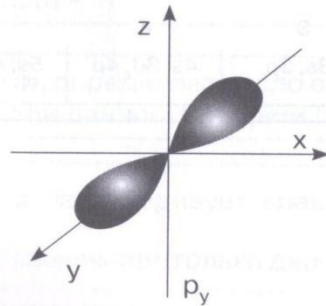
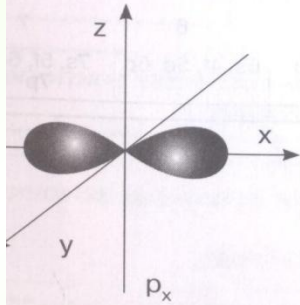
Формы электронных орбиталей

Форма s-электронной орбитали

Форма d-электронной орбитали



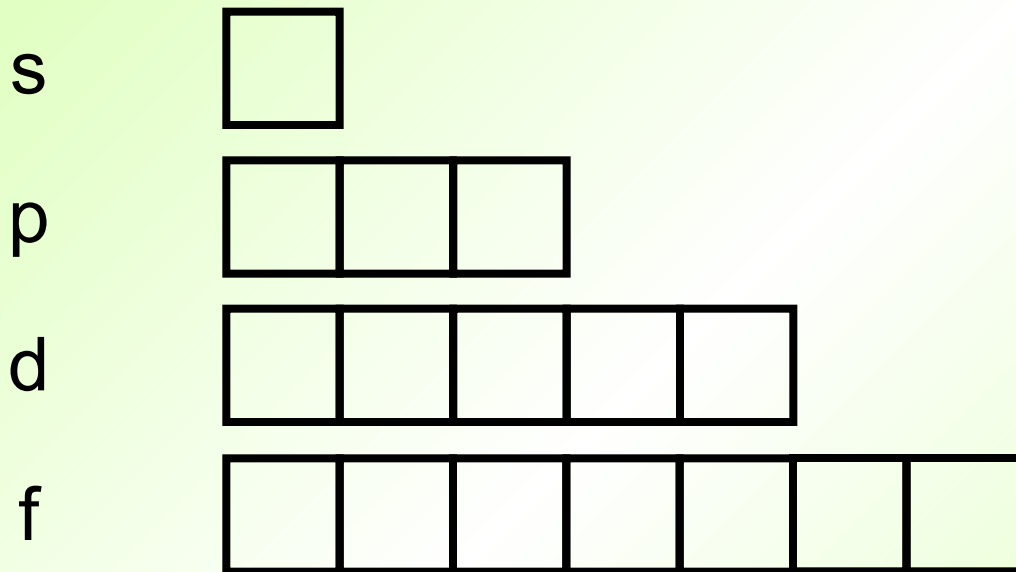
Форма и ориентация p-электронных орбиталей



Правила для составления электронно-графической схемы

СХЕМЫ

Приступаем к составлению электронно-графической схемы



Каждый уровень (новая цифра) должен быть смещен вниз, относительно предыдущего полностью.

Каждый подуровень (новая буква, при такой же цифре) должен быть смещен вниз, относительно предыдущего наполовину строки.

Каждый подуровень имеет определенное число орбиталей

На каждой орбитали могут находиться не более двух электронов

Если на орбитале два электрона, то у них должен быть разный спин.

Электронно-графические формулы атома и иона азота

Атом	Электронная формула	Графическая электронная формула
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	
Ион	Электронная формула	Графическая электронная формула
N^{3-}	$1s^2 2s^2 2p^6$	

Главные характеристики атома

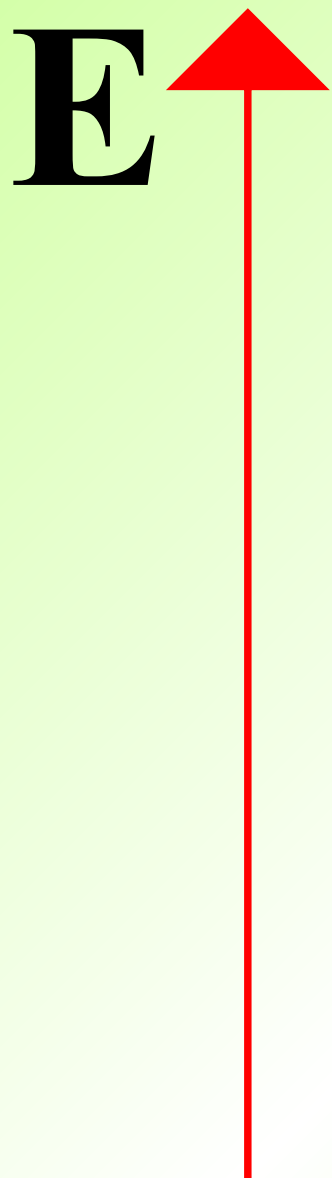
Радиус атома ($R_{\text{ат}}$) — это расстояние от ядра до наиболее удаленного от него электрона. У металлов $R_{\text{ат}}$ больше, чем R ионов. У неметаллов R ионов больше, чем $R_{\text{ат}}$. У элементов одного периода радиусы катионов меньше, чем радиусы анионов. Внутри группы с возрастанием зарядов ядер радиусы атомов и ионов увеличиваются.

Энергия (потенциал) ионизации (I) — это количество энергии, которое необходимо затратить для отрыва электрона от атома элемента, т. е. для превращения атома в положительно заряженный ион (\max — у инертных газов, \min — у щелочных Me).

Энергия сродства к электрону ($E_{\text{сп}}$) — это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому, т. е. при превращении атома в отрицательно заряженный ион (\max — у галогенов, \min — у щелочных Me). $E_{\text{сп}}$ и I измеряются в электрон-вольтах.

Электроотрицательность (ЭО) — способность атома в соединении притягивать к себе электроны.
 $\text{ЭО} = I + E_{\text{сп}}$ (ЭО инертных газов равна 0).

Порядок заполнения орбиталей
электронами



VII – 7s5f6d7p 32

VI – 6s4f5d6p 32

V – 5s4d5p 18

IV – 4s3d4p 18

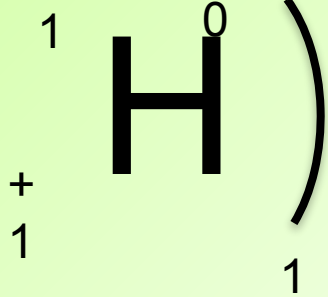
III – 3s3p 8

II – 2s2p 8

I – 1s 2



Энергетические уровни



$$p^+ = 1$$

$$\bar{e} = 1$$

$$n^0 = 0$$

E



1s



1s
1

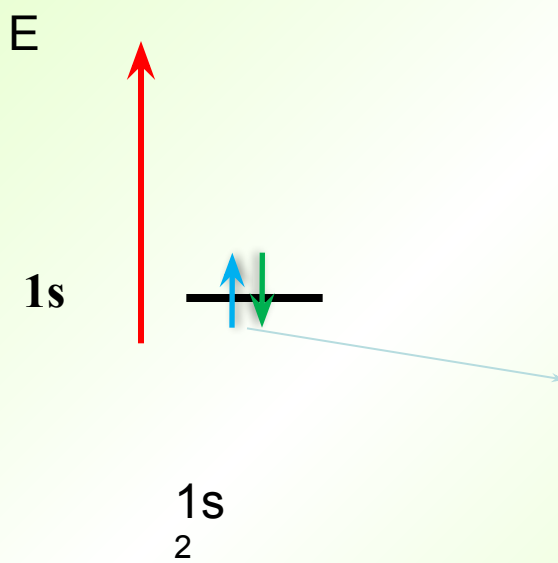
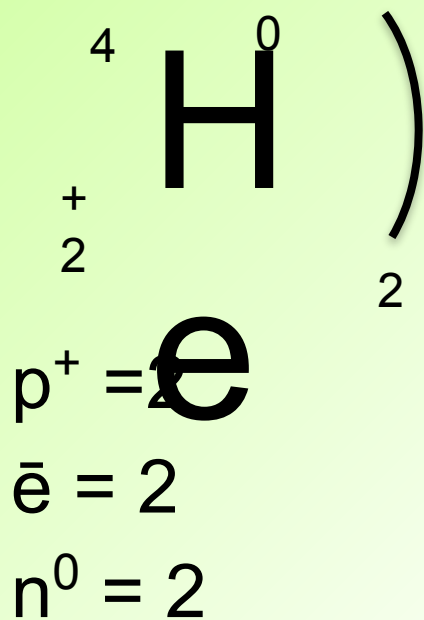
Энергетическая диаграмма

Орбиталь

Электрон

Электронная формула



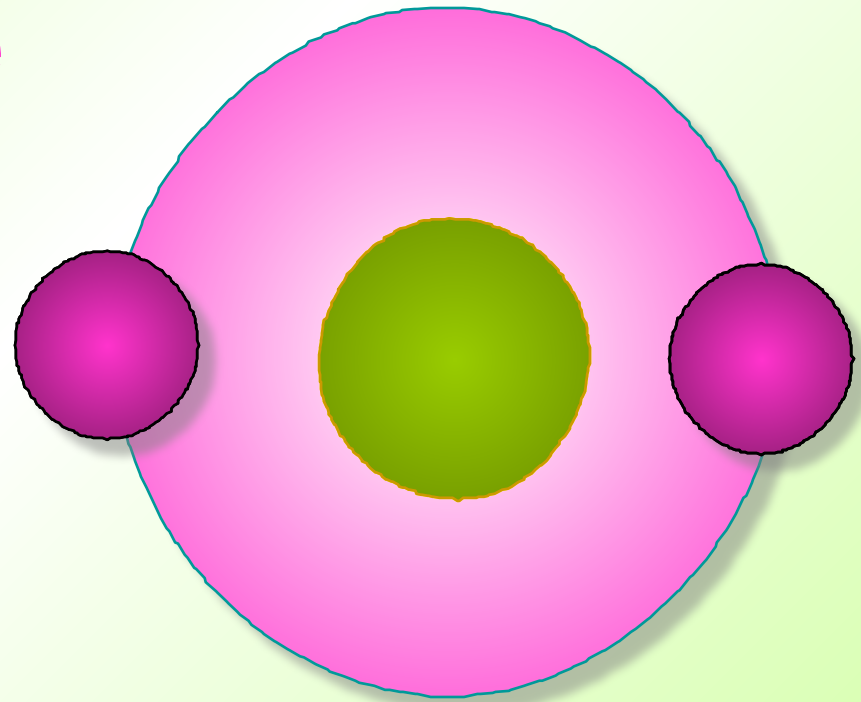


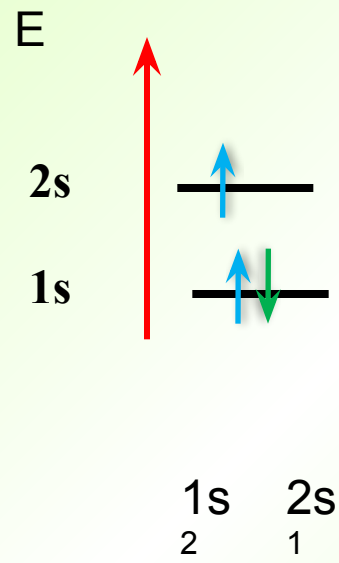
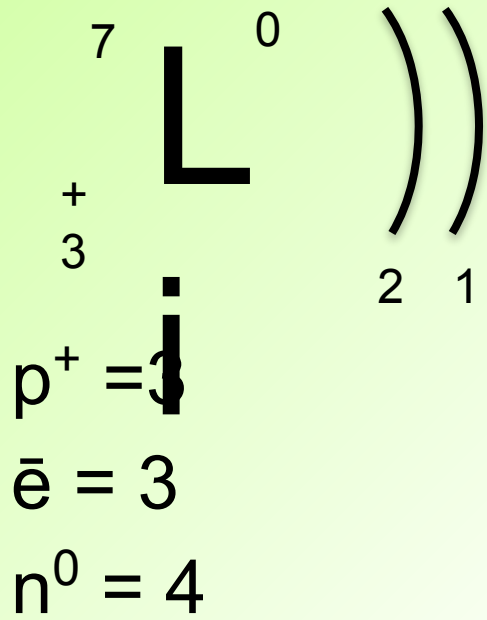
Электроны с
разными
спинами

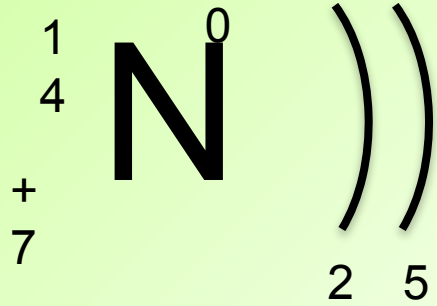


Распределение электронов по уровням

1 уровень: $2\bar{e}$



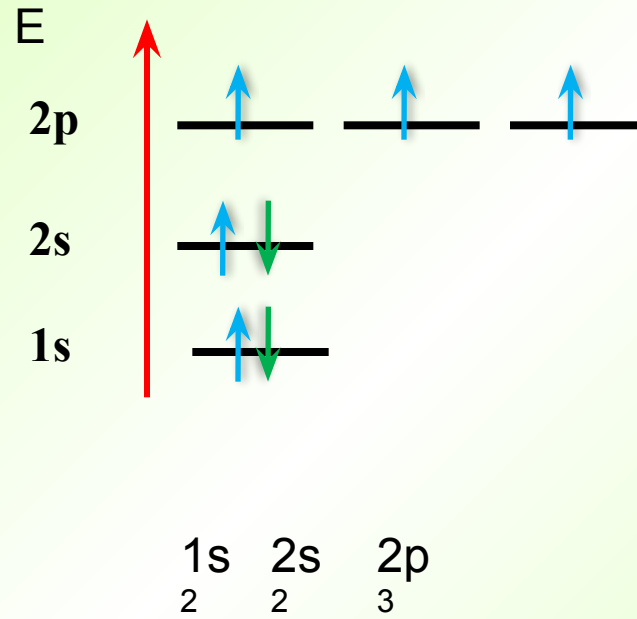




$$p^+ = 7$$

$$\bar{e} = 7$$

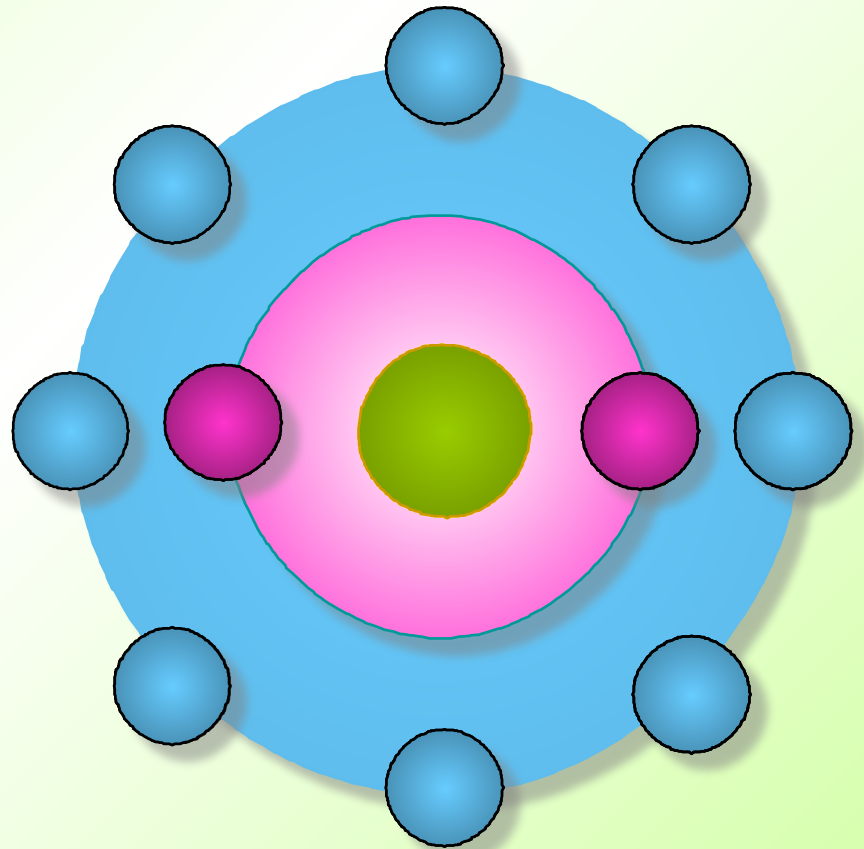
$$n^0 = 7$$



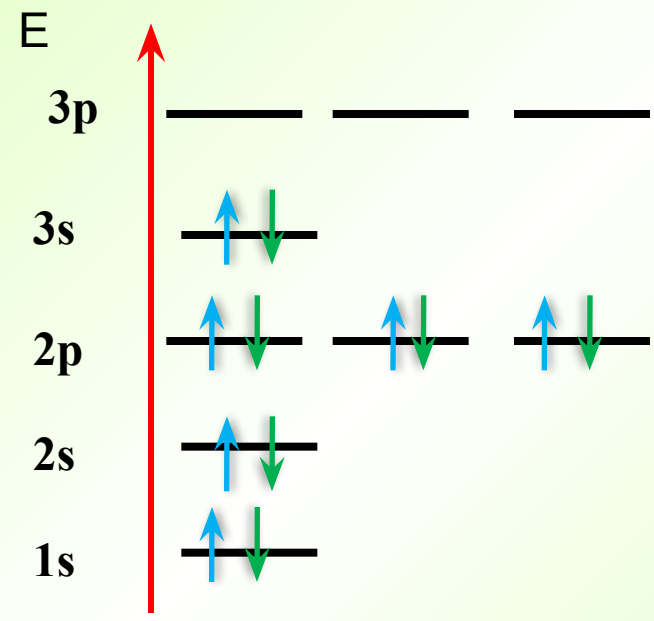
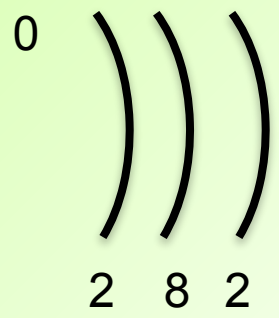
Распределение электронов по уровням

1 уровень: $2\bar{e}$

2 уровень: $8\bar{e}$



2
 4
 $+1$
 2
M
 $p^+ = 2$
 $\bar{e} = 12$
 $n^0 = 12$



$1s$ $2s$ $2p$ $3s$
 2 2 6 2



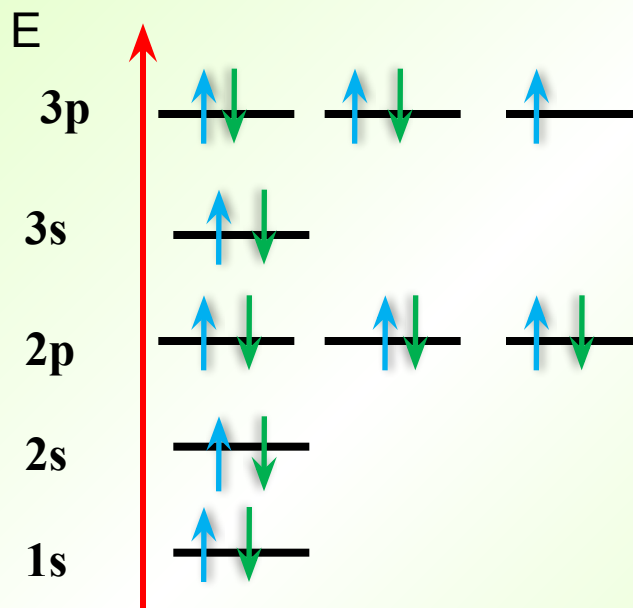
3
 5
 $+1$
 7

C⁰

$p^+ = 17$

$\bar{e} = 17$

$n^0 = 18$



$1s$ $2s$ $2p$ $3s$ $3p$
 2 2 6 2 5



Электронная оболочка

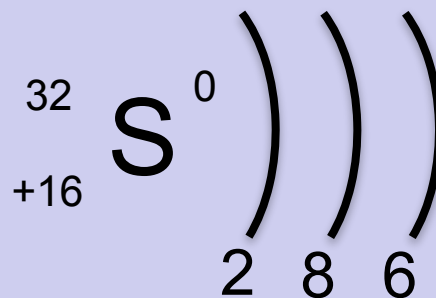
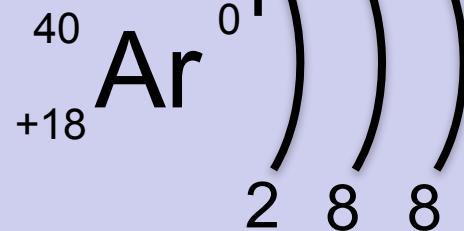
атома.

Проверка знаний

Устн

Письменн

Нарисуйте схемы строения электронных оболочек атомов Li , Mg , Ar



Продолжить

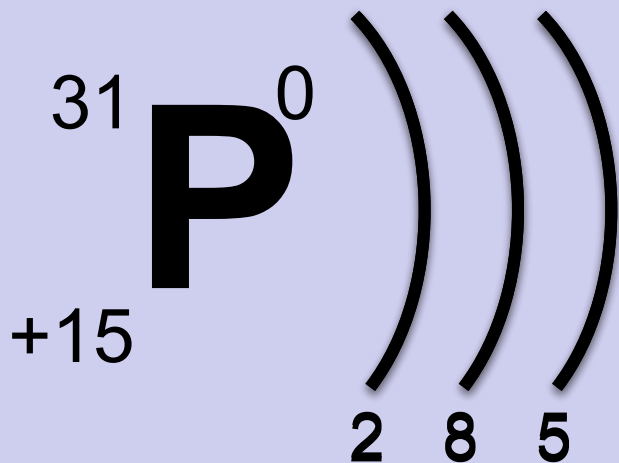


а: :

Электронная оболочка атома.

I. Строение электронной оболочки

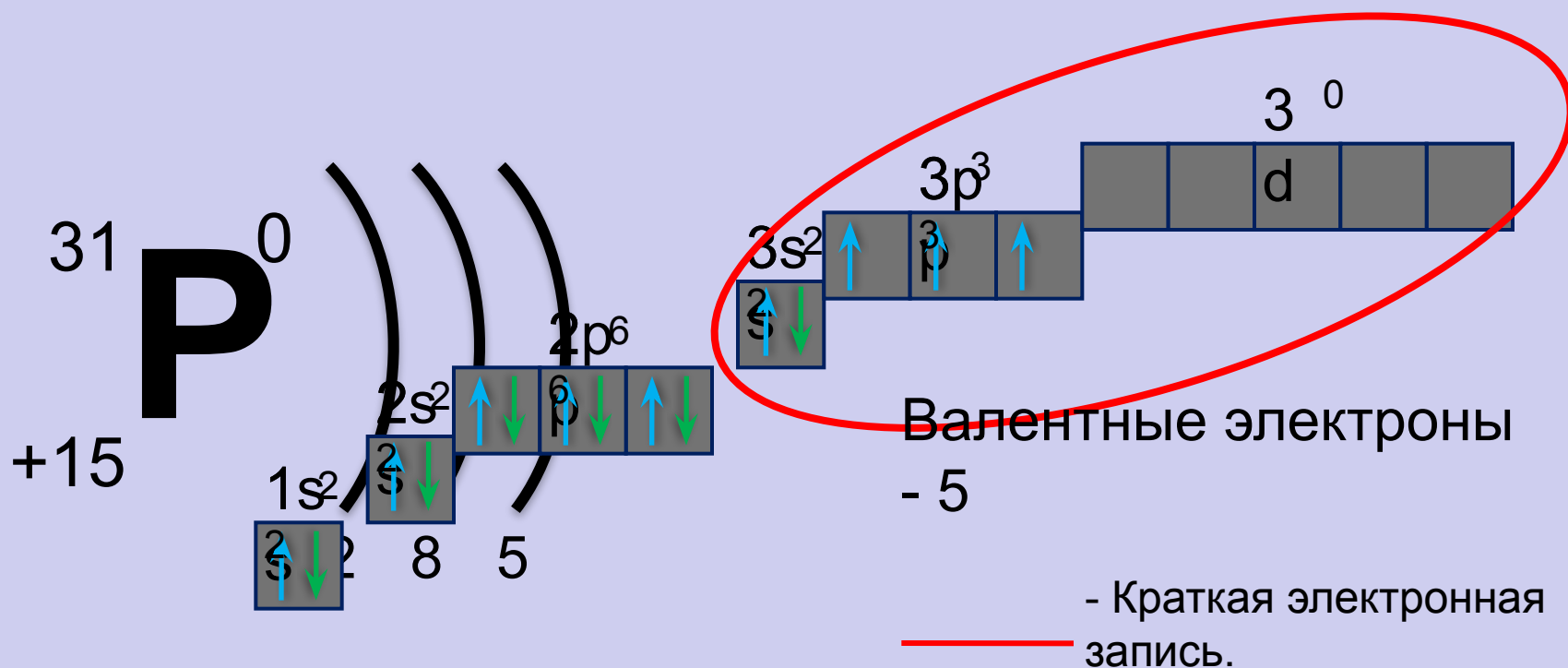
- Электронный уровень орбиталей подуровней.



Электронная оболочка атома.

I. Строение электронной оболочки

- На одной орбитали могут находиться два электрона последнего энергетического уровня
 - Подуровень состоит из орбиталей.
 - электроны с разными спинами.
- называются валентными.



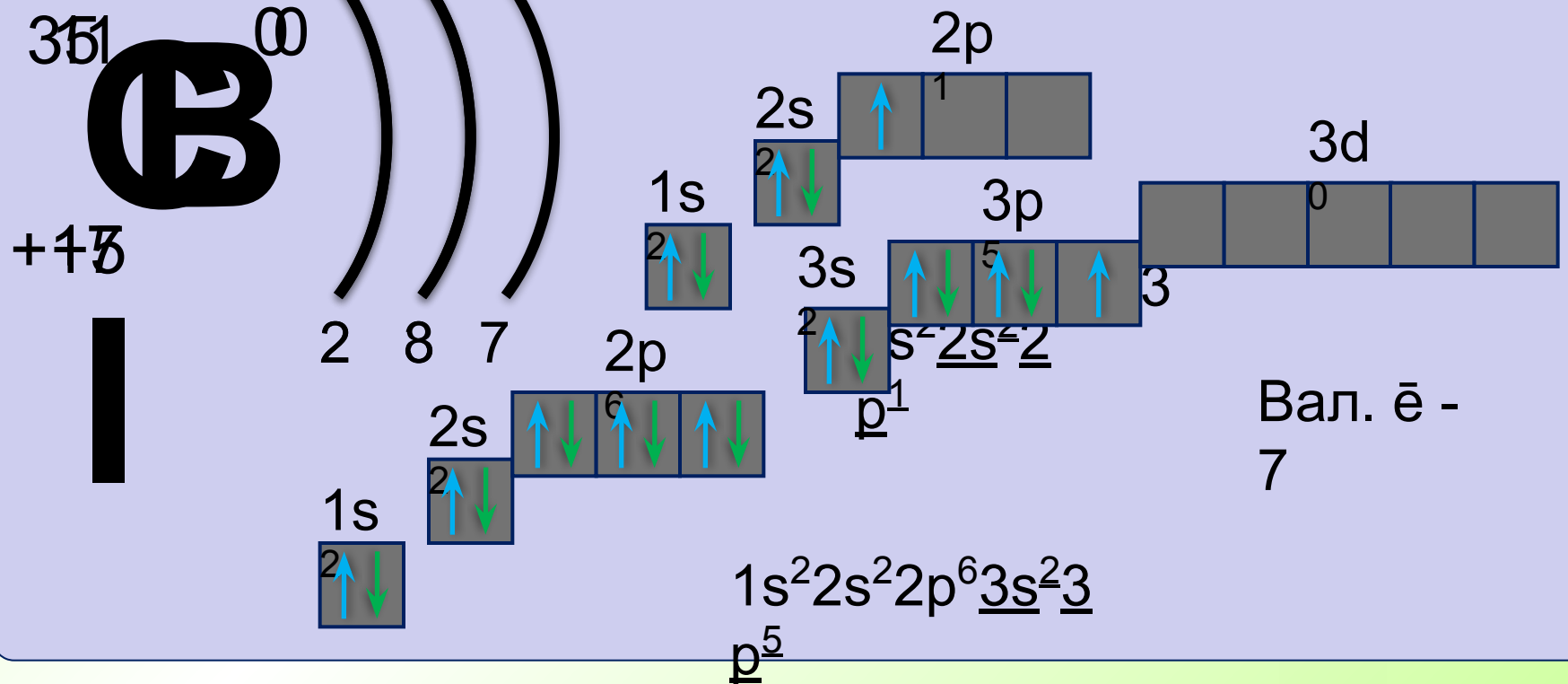
Электронная оболочка

атома.

II. Составить строение электронной оболочки элементов: В, Сl.

Проверка

a:



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА
www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834-1907

СТУПЕНЬ
ОКСИДАЦИИ

ПОРЯДОКОВЫЙ
НОМЕР

МАТРИЦА
ЭЛЕМЕНТОВ

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ
АТОМНАЯ МАССА

ПРЕДПОЛАГАЕМЫЕ
ЭЛЕМЕНТЫ

1-элементы
2-элементы
3-элементы
4-элементы

ЛАНТАНОИДЫ

АКТИНОИДЫ

Периодическая таблица химических элементов Д.И. Менделеева, включающая 118 элементов, разделенных на группы (I-VIII) и периоды (1-10). Таблица содержит символы элементов, их названия, порядковые номера, относительные атомные массы и формулы оксидов. Включены также лантаноиды и актиноиды.

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Открытие Периодического закона

Открытию периодического закона предшествовало накопление знаний о веществах и свойствах. По мере открытия новых химических элементов, изучения состава и свойств их соединений появлялись первые попытки классифицировать элементы по каким-либо признакам. В общей сложности до Д.И. Менделеева было предпринято более 50 попыток классификации химических элементов. Ни одна из попыток не привела к созданию системы, отражающей взаимосвязь элементов, выявляющей природу их сходства и различия, имеющей предсказательный характер.

Открытие Периодического закона

В основу своей работы по классификации химических элементов Д.И. Менделеев положил два их основных и постоянных признака: величину атомной массы и свойства образованных химическими элементами веществ. Он выписал на карточки все известные сведения об открытых и изученных в то время химических элементах и их соединениях. Сопоставляя эти сведения, учёный составил естественные группы сходных по свойствам элементов. При этом он обнаружил, что свойства элементов в некоторых пределах *изменяются линейно* (монотонно усиливаются или ослабевают), затем после резкого скачка *повторяются периодически*, т.е. через определённое число элементов встречаются сходные.

Что же было обнаружено?

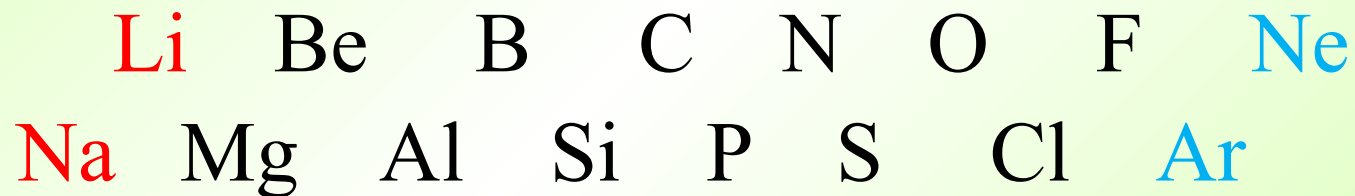
При переходе от **лития** к **фтору** происходит закономерное ослабление металлических свойств и усиление неметаллических.

При переходе от фтора к следующему по значению атомной массы элементу натрию происходит скачок в изменении свойств (**Na** повторяет свойства **Li**)

За **Na** следует **Mg**, который сходен с **Be** - они проявляют металлические свойства. **Al**, следующий за **Mg**, напоминает **B**. Как близкие родственники, похожи **Si** и **C**; **P** и **N**; **S** и **O**; **Cl** и **F**.

Периодическая закон Д.И. Менделеева

Если написать ряды один под другим так, чтобы под **литием** находился **натрий**, а под **неоном** – **аргон**, то получим следующее расположение элементов:



Периодическая закон Д.И. Менделеева

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

При таком расположении в вертикальные столбики

попадают элементы, сходные по своим свойствам.

Первый вариант Периодической таблицы

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

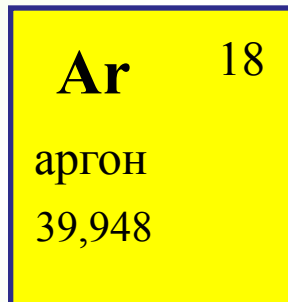
		Tl=50	Zr= 90	?=180.	
		V=51	Nb= 94	Ta=182.	
		Cr=52	Mo= 98	W=186.	
		Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4	
		Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.	
		Ni=Co=59	Pt=106,4	Os=199.	
		Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.	
H=1			Cd=112		
Be= 9,4	Mg=24	Zn=65,2	U=116	Au=197?	
B=11	Al=27,4	?=68	Sn=118		
C=12	Si=28	?=70	Sb=122	Bi=210?	
N=14	P=31	As=75	Te=128?		
O=16	S=32	Se=79,4	I=127		
F=19	Cl=35,5	Br=80	Cs=133	Tl=204.	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Ba=137	Pb=207.
		Ca=40	Sr=87,4		
		?=45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75,4	Th=118?		

Д. Менделѣевъ

На основании своих наблюдений 1 марта 1869 г. Д. И. Менделеев сформулировал периодический закон, который в начальной своей формулировке звучал так:
свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величин атомных весов элементов

Периодическая таблица Д.И. Менделеева

Уязвимым моментом периодического закона сразу после его открытия было объяснение причины периодического повторения свойств элементов с увеличением относительной атомной массы их атомов. Более того, несколько пар элементов расположены в Периодической системе с нарушением увеличения атомной массы. Например, аргон с относительной атомной массой 39,948 занимает 18-е место, а калий с относительной атомной массой 39,102 имеет порядковый номер 19.



Периодический закон Д.И. Менделеева

Только с открытием строения атомного ядра и установлением физического смысла порядкового номера элемента стало понятно, что в Периодической системе расположены *в порядке увеличения положительного заряда их атомных ядер*. С этой точки зрения никакого нарушения в последовательности элементов $_{18}\text{Ar} - _{19}\text{K}$, $_{27}\text{Co} - _{28}\text{Ni}$, $_{52}\text{Te} - _{53}\text{I}$, $_{90}\text{Th} - _{91}\text{Pa}$ не существует. Следовательно, современная трактовка Периодического закона звучит следующим образом:

Свойства химических элементов и образуемых ими соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.

Периодическая таблица химических элементов

Открытый Д. И. Менделеевым закон и построенная на основе закона периодическая система элементов - это важнейшее достижение

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834-1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА: Rb
ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР: 37
НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА: РУБИДИЙ
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА: 85,468

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

Период	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																				
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б												
1	1	Н 1,008 ВОДОРОД														He 4,003 ГЕЛИЙ	2												
2	2	Li 6,941 ЛИТИЙ	Be 9,0122 БЕРИЛЛИЙ	B 10,811 БОР	C 12,011 УГЛЕРОД	N 14,007 АЗОТ	O 15,999 КИСЛОРОД	F 18,998 ФТОР								Ne 20,179 НЕОН	10												
3	3	Na 22,99 НАТРИЙ	Mg 24,312 МАГНИЙ	Al 26,982 АЛЮМИНИЙ	Si 28,086 КРЕМНИЙ	P 30,974 ФОСФОР	S 32,064 СЕРА	Cl 35,453 ХЛОР								Ar 39,948 АРГОН	18												
4	4	K 39,102 КАЛИЙ	Ca 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc	Ti 47,88 ТИТАН	V 50,941 ВАНАДИЙ	Cr 51,996 ХРОМ	Mn 54,938 МАРГАНЕЦ	Fe 55,845 ЖЕЛЕЗО	Co 58,933 КОБАЛЬТ	Ni 58,7 НИКЕЛЬ																		
5	5	Cu 63,546 МЕДЬ	Zn 65,37 ЦИНК	Ga 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge 72,59 ГЕРМАНИЙ	As 74,922 Мышьяк	Se 78,96 СЕЛЕН	Br 79,904 БРОМ								Kr 83,8 КРИПТОН	36												
6	6	Rb 85,468 РУБИДИЙ	Sr 87,62 СТРОНЦИЙ	Y 88,906 ИТРИЙ	Zr 91,224 ЦИРКОНИЙ	Nb 92,906 НИОБИЙ	Mo 95,94 МОЛИБДЕН	Tc 98 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 101,07 РУТЕНИЙ	Rh 102,906 РОДИЙ	Pd 106,42 ПАЛЛАДИЙ					Xe 131,3 КСЕНОН	54												
7	7	Ag 107,868 СЕРЕБРО	Cd 112,41 КАДМИЙ	In 114,82 ИНДИЙ	Sn 118,69 ОЛОВО	Sb 121,75 СВЫНЦ	Te 127,6 ТЕЛЛУР	I 126,905 ИОД																					
8	8	Cs 132,905 ЦЕЗИЙ	Ba 137,34 БАРИЙ	57-71 ЛАНТАНОИДЫ	Hf 178,49 ГАФНИЙ	Ta 180,948 ТАНТАЛ	W 183,85 ВОЛЬФРАМ	Re 186,207 РЕНИЙ	Os 190,2 ОСМИЙ	Ir 192,22 ИРИДИЙ	Pt 195,08 ПЛАТИНА																		
9	9	Au 196,967 ЗОЛОТО	Hg 200,59 РУТУТЬ	Tl 204,37 ТАЛЛИЙ	Pb 207,2 СВИНЕЦ	Bi 208,98 ВЕНСКИЙ ОЛОВЯННЫЙ КОРПОС	Po 209 ПОЛОНИЙ	At 210 АСТАТ									Rn 222 РАДОН	86											
7	10	Fr 223 ФРАНЦИЙ	Ra 226 РАДИЙ	89-103 АКТИНОИДЫ	Rf 261 РЕЗЕРФОРДИЙ	Db 262 ДУБИНИЙ	Sg 263 СИБОГИИЙ	Bh 264 БОРМИЙ	Hn 265 ХАННИЙ	Mt 266 МЕРКЕЛИЙ																			
		ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	RO	RO	RO ₂	RO ₂	RO ₂	RO ₃	RO ₃	RO ₃	RO ₃	RO ₃	RO ₃	RO ₃	RO ₃	RO ₄	RO ₄												
		ЛЕГЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ			RH ₄	RH ₃	RH ₃	H ₂ R	HR																				
ЛАНТАНОИДЫ																													
57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
138,905	ЛАНТАН	140,12	ЦЕРИЙ	140,908	ПРАЗМОДИЙ	144,24	НЕОДИМ	145	ПРОМЕТИЙ	150,4	САМАРИЙ	151,96	ЕВРОПИЙ	157,25	ГАДОЛИНИЙ	158,926	ТЕРБИЙ	162,5	ДИСПОЗИИЙ	164,93	ГОЛЬМИЙ	167,26	ЭРБИЙ	168,934	ТУЛИЙ	173,04	ИТТЕРБИЙ	174,967	ЛУЦИЙ
АКТИНОИДЫ																													
89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr
227	АКТИНИЙ	232,038	ТОРИЙ	231,036	ПРОТАКТИНИЙ	238,029	УРАН	237,048	НЕПТУНИЙ	244	ПУТОНИЙ	243	АМЕРИЦИЙ	247	КЮРИЙ	247	БЕРКЛИЙ	251	КАЛЬФОРНИЙ	252	ЭЙЗЕНСТАЙН	257	ФЕРМИЙ	258	МЕНДЕЛЕВИЙ	259	НОБЕЛИЙ	260	ЛУРЕНСИЙ

Периодическая таблица химических элементов

Периоды - горизонтальные ряды химических элементов, всего 7 периодов. Периоды делятся на малые (I,II,III) и большие (IV V VI) VII-незаконченный

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетические уровни		
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			a	
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б			
1	1	H ВОДОРОД 1,008	1															He ГЕЛИЙ 4,003	2	К
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	3	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	4	B БОР 10,811	5	C УГЛЕРОД 12,011	6	N АЗОТ 14,007	7	O КИСЛОРОД 15,999	8	F ФТОР 18,998	9			Ne НЕОН 20,179	10	К
3	3	Na НАТРИЙ 22,99	11	Mg МАГНИЙ 24,312	12	Al АЛЮМИНИЙ 26,982	13	Si КРЕМНИЙ 28,086	14	P ФОСФОР 30,974	15	S СЕРА 32,064	16	Cl ХЛОР 35,453	17			Ar АРГОН 39,948	18	К



Д.И. Менделеев

газом (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), которому предшествует типичный неметалл.

Периодическая таблица

химических элементов

Группы - вертикальные столбцы

элементов с одинаковым числом электронов на внешнем электронном уровне, равным номеру группы.

Различают главные (А) и побочные подгруппы (Б).

Главные подгруппы состоят из элементов малых и больших периодов. **Побочные** подгруппы состоят из элементов только больших периодов.

Г Р У П П Ы						
II		III		IV		
а	б	а	б	а	б	а
Be БЕРИЛЛИЙ 4,0122	4	B БОР 10,811	5	C УГЛЕРОД 12,011	6	N АЗОТ 14,00
Mg МАГНИЙ 24,312	12	Al АЛЮМИНИЙ 26,981	13	Si КРЕМНИЙ 28,086	14	P ФОСФОР 30,97
Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	20	Sc СКАНДИЙ 44,956	21	Ti ТИТАН 47,88	22	V ВАНАДИЙ 50,94
Zn ЦИНК 65,37	30	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	31	Ge ГЕРМАНИЙ 72,59	32	As АРСЕН 74,92
Sr СТРОНЦИЙ 87,62	38	Y ИТРИЙ 88,906	39	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	40	Nb НИОБИЙ 92,91
Cd КАДМИЙ 112,41	48	In ИНДИЙ 114,82	49	Sn ОЛОВО 118,69	50	Sb СУРЬ 121,7
Ba БАРИЙ 137,34	56	57-71 ЛАНТАНОИДЫ		Hf ГАФНИЙ 178,49	72	Ta ТАНТАЛ 180,95
Hg РУТУТЬ 200,59	80	Tl ТАЛЛИЙ 204,37	81	Pb СВИНЕЦ 207,19	82	Bi ВИСМУТ 208,98
Ra РАДИЙ [226]	88	89-103 АКТИНОИДЫ		Rf РЕЗЕРФОРИЙ [261]	104	105
RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅
				RH ₄		
Л А Н Т						
Pr ПРОМИТТИЙ 140,91	60	Nd НЕОДИМ 144,24	61	Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62	Sm САМАРИЙ 150,4
А К Т						
Pa ПАРОДИЙ [231]	92	U УРАН 238,03	93	Np НЕПТУНИЙ [237]	94	Pu ПЛУТОНИЙ [244]

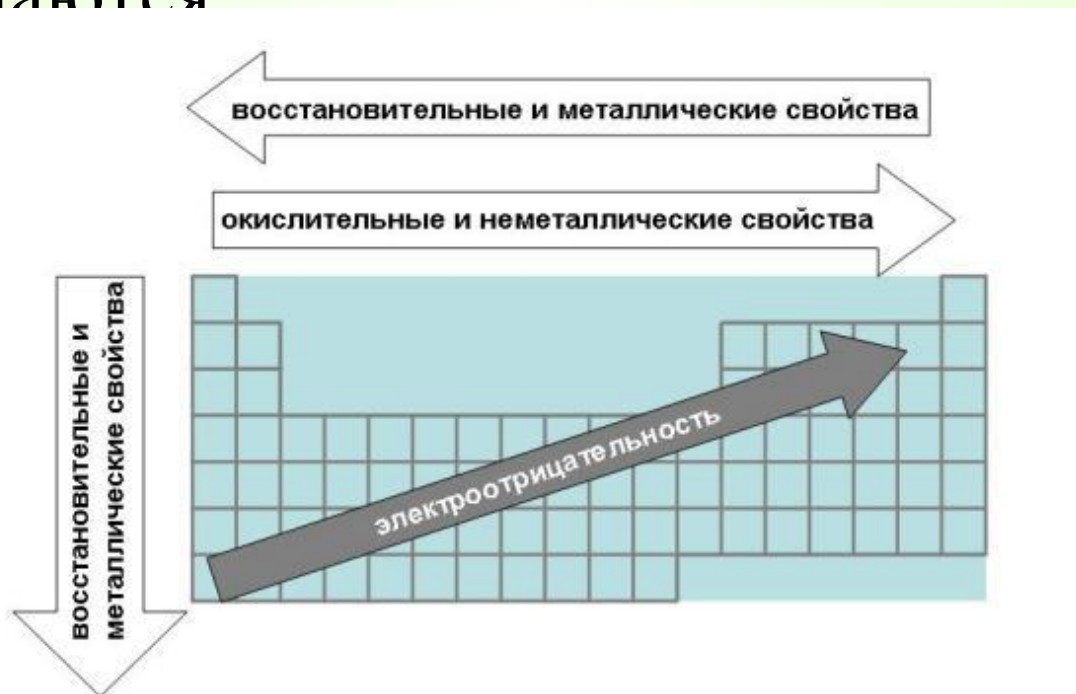
Окислительно-восстановительные свойства

Поскольку **окислительно — восстановительные свойства атомов** оказывают влияние на свойства простых веществ и их соединений, то металлические свойства простых веществ элементов главных подгрупп возрастают, в периодах — убывают, а неметаллические — соответственно, наоборот — в главных подгруппах убывают, а в периодах — возрастают.

Окислительно-восстановительные свойства

Восстановительные свойства атомов (способность терять электроны при образовании химической связи) в главных подгруппах возрастают, в периодах – уменьшаются

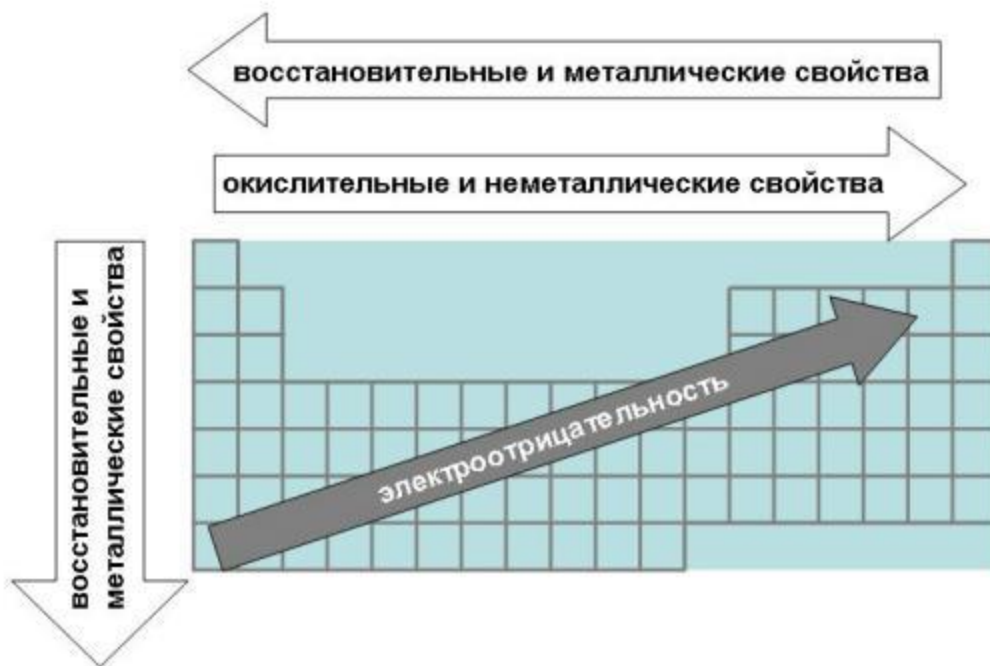
Окисл
электр
уменьш



сь
группах

Электроотрицательность

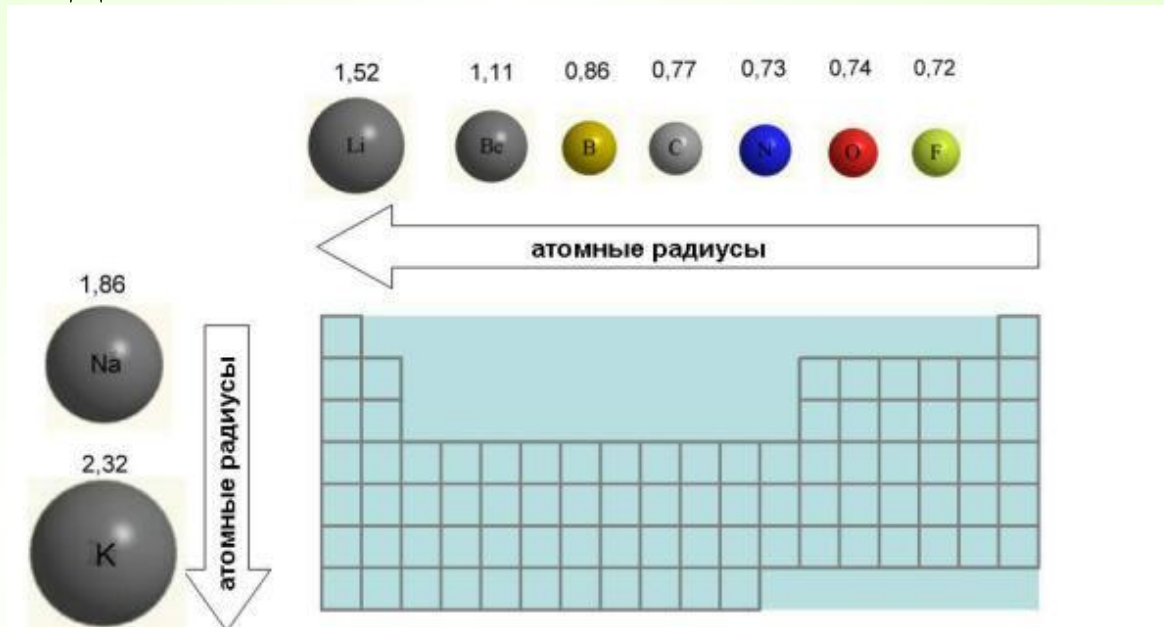
Электроотрицательность в периоде увеличивается с возрастанием заряда ядра химического элемента, то есть слева направо. В группе с увеличением числа электронных слоев электроотрицательность уменьшается, то есть сверху вниз.



ся фтор

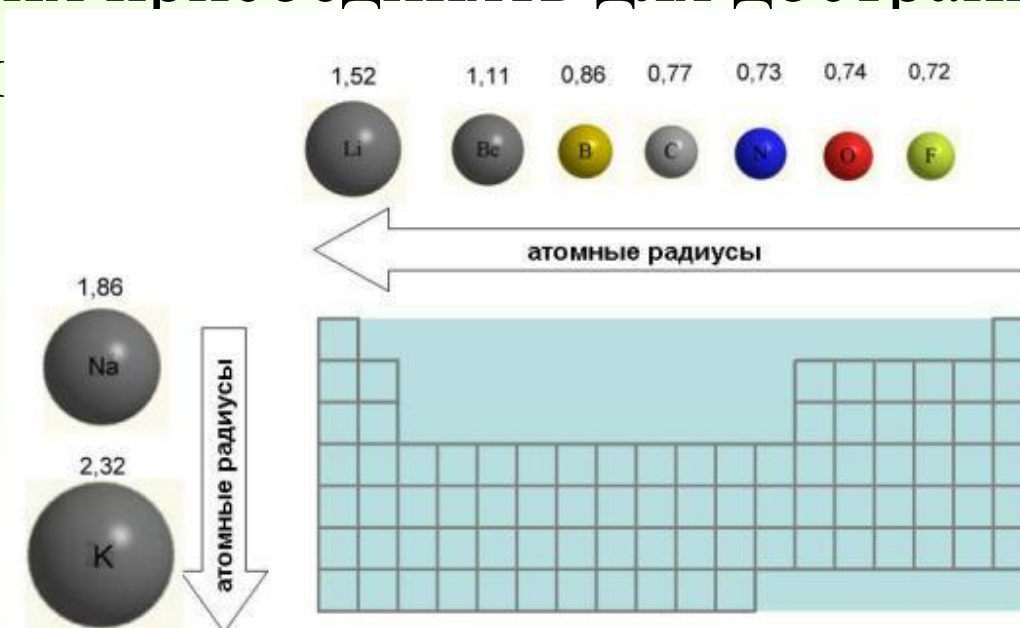
Изменение радиуса атома в периоде

Радиус атома с увеличением зарядов ядер атомов в периоде **уменьшается**, т.к. притяжение ядром электронных оболочек усиливается. В начале периода расположены элементы с небольшим числом электронов на внешнем электронном слое и большим радиусом атома. Электроны, находящиеся дальше от ядра, легко от него отрываются, что характерно для элементов-металлов



Изменение радиуса атома в группе

В одной и той же группе с увеличением номера периода атомные радиусы **возрастают**. Атомы металлов сравнительно легко отдают электроны и не могут их присоединять для достраивания своего вн



Современная формулировка Периодического закона

**Свойства химических
элементов, а также
образованных ими веществ
находятся в периодической
зависимости от зарядов
атомных ядер**

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Энергетические уровни				
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			a			
		a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б							
1	1	H ВОДОРОД 1,008																He ГЕЛИЙ 4,003	K			
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	B БОР 10,811	C УГЛЕРОД 12,011	N АЗОТ 14,007	O КИСЛОРОД 15,999	F ФТОР 18,998	Ne НЕОН 20,179									Ne НЕОН 20,179	L K			
3	3	Na НАТРИЙ 22,99	Mg МАГНИЙ 24,312	Al АЛЮМИНИЙ 26,982	Si КРЕМНИЙ 28,086	P ФОСФОР 30,974	S СЕРА 32,064	Cl ХЛОР 35,453	Ar АРГОН 39,948									Ar АРГОН 39,948	M L K			
4	4	K КАЛИЙ 39,102	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc СКАНДИЙ 44,956	Ti ТИТАН 47,956	V ВАНАДИЙ 50,941	Cr ХРОМ 51,996	Mn МАРГАНЕЦ 54,938	Fe ЖЕЛЕЗО 55,849	Co КОБАЛЬТ 58,933	Ni НИКЕЛЬ 58,7								N M L K			
	5	Cu МЕДЬ 63,546	Zn ЦИНК 65,37	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	Ge ГЕРМАНИЙ 72,59	As МЫШЬЯК 74,922	Se СЕЛЕН 78,96	Br БРОМ 79,904	Kr КРИПТОН 83,8										Kr КРИПТОН 83,8	N M L K		
5	6	Rb РУБИДИЙ 85,468	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТРИЙ 88,906	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb НИОБИЙ 92,906	Mo МОЛИБДЕН 95,94	Tc ТЕХНЕЦИЙ [99]	Ru РУТЕНИЙ 101,07	Rh РОДИЙ 102,906	Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4								Kr КРИПТОН 83,8	O N M L K		
	7	Ag СЕРЕБРО 107,868	Cd КАДМИЙ 112,41	In ИНДИЙ 114,82	Sn ОЛОВО 118,69	Sb СУРЬМА 121,75	Te ТЕЛЛУР 127,6	I ИОД 126,905	Xe КСЕНОН 131,3											Xe КСЕНОН 131,3	O N M L K	
6	8	Cs ЦЕЗИЙ 132,905	Ba БАРИЙ 137,34	57-71 ЛАНТАНОИДЫ		Hf ГАФНИЙ 178,49	Ta ТАНТАЛ 180,948	W ВОЛЬФРАМ 183,85	Re РЕНИЙ 186,207	Os ОСМИЙ 190,2	Ir ИРИДИЙ 192,22	Pt ПЛАТИНА 195,09								Xe КСЕНОН 131,3	F O N M L K	
	9	Au ЗОЛОТО 196,967	Hg РУТУТЬ 200,59	Tl ТАЛЛИЙ 204,37	Pb СВИНЕЦ 207,19	Bi ВИСМУТ 208,98	Po ПОЛОНИЙ [210]	At АСТАТ [210]	Rn РАДОН [222]												Rn РАДОН [222]	F O N M L K
7	10	Fr ФРАНЦИЙ [223]	Ra РАДИЙ [226]	89-103 АКТИНОИДЫ		Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	Db ДУБНИЙ [262]	Sg СИБОРГИЙ [263]	Bh БОРИЙ [262]	Hn ХАНИЙ [265]	Mt МЕЙТНЕРИЙ [266]										Rn РАДОН [222]	F O N M L K
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄													
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR														



s-элементы
 p-элементы
 d-элементы
 f-элементы

ЛАНТАНОИДЫ

57 La ЛАНТАН 138,906	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,908	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,4	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,926	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛУТЕЦИЙ 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

АКТИНОИДЫ

89 Ac АКТИНИЙ [227]	90 Th ТОРИЙ 232,038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92 U УРАН 238,29	93 Np НЕПТУНИЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [244]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КЮРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [251]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов.

Главная характеристика элемента — заряд ядра атома

Заряд ядра равномерно возрастает от 1 до 109



периодически повторяется строение внешнего энергетического уровня

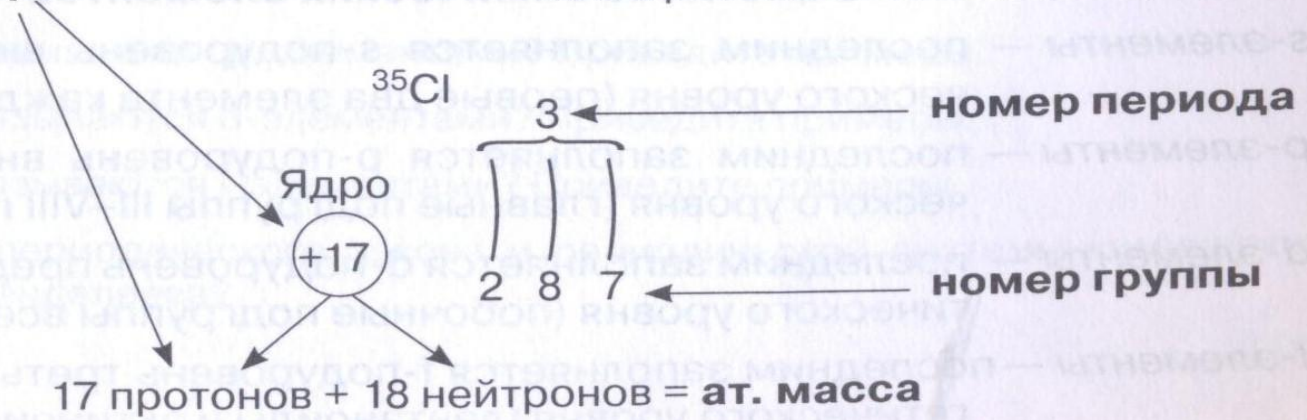


периодически повторяются свойства элементов и их соединений

Физический смысл периодического закона (на примере элемента $^{35}_{17}\text{Cl}$)

Порядковый номер

Электронная оболочка (17 e)



Закономерности изменения свойств элементов**в малых периодах (II, III)** →

- заряд ядра атома элемента увеличивается;
- число энергетических уровней не изменяется;
- число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов увеличивается от 1 до 8;
- радиус атома уменьшается;
- прочность связи электронов внешнего уровня с ядром увеличивается;
- энергия сродства к электрону увеличивается;
- энергия ионизации увеличивается;
- металлические свойства ослабевают;
- неметаллические свойства усиливаются;
- восстановительные свойства ослабевают;
- окислительные свойства усиливаются.

в главных подгруппах

- число энергетических уровней увеличивается;
- число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов не изменяется;
- радиус атома увеличивается;
- прочность связи электронов последнего энергетического уровня с ядром уменьшается;
- энергия сродства к электрону уменьшается;
- энергия ионизации уменьшается;
- электроотрицательность уменьшается;
- металлические свойства усиливаются;
- неметаллические свойства ослабевают;
- восстановительные свойства усиливаются;
- окислительные свойства ослабевают.

Семейства химических элементов

s-элементы — последним заполняется s-подуровень внешнего энергетического уровня (первые два элемента каждого периода);

p-элементы — последним заполняется p-подуровень внешнего энергетического уровня (главные подгруппы III–VIII групп);

d-элементы — последним заполняется d-подуровень предвнешнего энергетического уровня (побочные подгруппы всех восьми групп);

f-элементы — последним заполняется f-подуровень третьего снаружи энергетического уровня (лантаноиды и актиноиды).

Характер оксидов и гидроксидов элементов I–VII групп

Номер группы	I	II	III	IV	V	VI	VII
Оксиды, их характер	R_2O основный	RO основный, амфотерный	R_2O_3 основный, амфотерный, кислотный	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7
				Кислотные			
Гидроксиды, их характер	ROH основание	$R(OH)_2$ основание, амфотерный гидроксид	$R(OH)_3$ H_3RO_3 основание, амфотерный гидроксид, кислота H_3BO_3	H_2RO_3	HRO_3 мета- кислота H_3RO_4 орто- кислота	H_2RO_4	HRO_4
				Кислоты			

Значение

Открытие периодического закона и создание системы химических элементов имело огромное значение не только для химии, но и для философии, для всего нашего миропонимания. Менделеев показал, что химические элементы составляют стройную систему, в основе которой лежит фундаментальный закон природы. В этом нашло выражение положение материалистической диалектики о взаимосвязи и взаимообусловленности явлений природы. Вскрывая зависимость между свойствами химических элементов и массой их атомов, периодический закон явился блестящим подтверждением одного из всеобщих законов развития природы — закона перехода количества в качество.



Памятник Д.И. Менделееву
в Санкт-Петербурге

МОЛОДЦЫ !!!

**Вы справились. Желаю дальнейших
успехов в изучении химии!**

