

ТАБЛИЦА МЕНДЕЛЕЕВА

Атом – электронейтральная мельчайшая частица, состоящая из положительно заряженного ядра (+) и отрицательно заряженной оболочки (-).

Элемент – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Молекула – нейтральная по заряду наименьшая совокупность атомов, связанных вследствие химического взаимодействия в определенном порядке, несущая химические свойства.

Ион – частица, имеющая положительный (катион) или отрицательный (анион) заряд, не имеющая неспаренных электронов.

Радикал – атом, имеющий неспаренные электроны.

Вещество – определенная совокупность атомов или молекул, находящаяся в любом из трех агрегатных состояний – твердом, жидком или газообразном. Бывает простым – один вид атомов; и сложным – несколько видов атомов.

Смеси – состоят из разных видов атомов или молекул.

Химическая формула отражает элементарный состав (качественный и количественный)

Закон Д. И. Менделеева (1869 г.) – свойства простых веществ и соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины *их атомной массы* (в современной формулировке: *их заряда ядра*).

Окислитель – атом, молекула или ион, принимающий электроны $\bar{e}$. Окислитель в процессе реакции восстанавливается.

Восстановитель – атом, молекула или ион, отдающий электроны $\bar{e}$. Восстановитель в процессе реакции окисляется.

Электроотрицательность – это способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов.

Степень окисления – условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов.

Энергия ионизации – количество энергии, которое необходимо для отрыва электронов от атома элемента (Дж/моль); минимальная – у Франция Fr.

1869 г. Менделеев – естественная классификация элементов.

1895 г. Конрад – явление рентгеновского излучения.

1897 г. Пьер и Мария Кюри – явление радиоактивности.

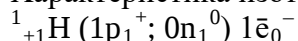
1911 г. Резерфорд – открытие α – излучения, понимание строения атома.

1913 г. Бор – квантовая теория строения атома.

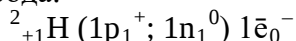
Атом			
	Ядро (+)		Оболочка (-)
	Протон p_1^+	Нейтрон n_1^0	Электрон $\bar{e}_0$
Масса частиц	1	1	0
Заряд частиц	+	0	-
	Нуклоны		

Изотопы (нуклиды) – разновидности атомов определенного элемента, содержащие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов.

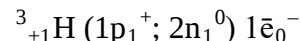
Характеристика изотопов водорода:



протий П



дейтерий Д



тритий Т

Изотопы бывают стабильные и радиоактивные (радионуклиды – естественные и искусственные)

Ядерные реакции		
α (альфа – частица) 4He	β (бета – частица) $\bar{e}$	γ (гамма – частица) электромагнитные волны

$^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow ^4_2\text{He} + ^{222}_{86}\text{Rn}$ α - распад	$^{11}_5\text{B} + p_+ \rightarrow ^{12}_6\text{C}$ $^{10}_5\text{B} + n^1_0 \rightarrow ^7_3\text{Li} + ^4_2\text{He}$	$^{14}_7\text{N} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^{17}_8\text{O} + p$
--	--	---

Период полураспада – время, за которое самопроизвольно распадается половина атомов исходного вещества ($\tau_{1/2} \text{ } ^{238}\text{U} = 45000$ лет; $\tau_{1/2} \text{ } ^{226}\text{Ra} = 1600$ лет)

№, порядковый номер – обозначает количество протонов p_+^1 ; заряд ядра, количество электронов e^-0 (протонное число)

Ar, относительная атомная масса (атомное число) – отношение массы атома к 1/12 массы атома С 12

Моль – единица количества вещества, содержащая столько же структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г (0,012 кг) атома углерода, состоящего из изотопа С 12.

Ar - № номер порядковый = количество нейтронов в атоме:

Ar №(порядковый)Э [(№(порядковый) p_+^1 ; (Ar-№(порядковый) n_0^1))] №(порядковый) e^-0
12 6C ($6p_+^1$; 12- $6n_0^1$) 6 e^-0

№ периода – количество энергетических уровней в атоме; номер внешнего энергетического уровня:

I – 1s II – 2s 2p III – 3s 3p 3d IV – 4s 4p 4d 4f

Малые периоды – I, II и III – содержат по одному ряду

Большие периоды – IV, V, VI, VII и VIII – содержат по два ряда

№ группы – количество валентных электронов для элементов побочных групп;

количество электронов на последнем уровне и валентных для элементов главных подгрупп

Главная А подгруппа начинается с элемента II периода и по вертикали вниз (s и p элементы)

Побочная Б подгруппа начинается с элемента IV периода сбоку от главной (d и f элементы)

№ ряда – четные ряды больших периодов содержат только металлы (2, 4, 6, 8 и 10)

Периодические закономерности в структуре атома:

В группах сверху вниз ($\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{Cs}$):

- увеличивается активность металлов
- ослабевает способность e^- к ядру
- увеличение числа уровней
- усиливаются металлические связи
- увеличение радиуса
- увеличение плотности; уменьшение $T_{\text{плавл.}}$

Меж группами: возрастает МЕТАЛЛИЧНОСТЬ СПРАВА НАЛЕВО ($\leftarrow$); СВЕРХУ ВНИЗ и ПО ДИАГОНАЛИ ($\swarrow$)

В периодах слева направо ($\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Ar}$):

- увеличивается число e^- на последнем уровне и число протонов в ядре;
- увеличивается притяжение e^- из – за большого заряда $+$ и - ;
- уменьшается радиус;
- возрастает электроотрицательность
- возрастает НЕМЕТАЛЛИЧНОСТЬ СЛЕВА НАПРАВО; СНИЗУ ВВЕРХ и ПО ДИАГОНАЛИ ($\searrow$)

Периодические изменения свойств элементов:

Металлы	Неметаллы
проводники, пластичны, ковкие	изоляторы, хрупкие
образуют катионы	образуют анионы
восстановители	окислители

s – элементы: мягкие; низкая $T_{\text{плавл.}}$; бесцветные соединения; щелочи в водных растворах; сильные восстановители; валентность совпадает с номером группы;

p – элементы (металлы): мягче и $T_{\text{плавл.}}$ Меньше, чем у d – элементов;

p – элементы (неметаллы): твердые, жидкие или газообразные; переменная валентность

d – элементы: твердые; высокая T_{плавл.}; соединения имеют окраску; неактивны в воде; переменная валентность; катионы гидролизваны.

ОСНОВНЫЕ ПРИНЦИПЫ ЗАПОЛНЕНИЯ ОРБИТАЛЕЙ:

1) очередность заполнения – принцип наименьшей энергии (Клечковского):

1s	2s 2p	3s 3p	4s 3d	4p 5s 4d 5p	6s 4f 5d 6p	7s 5f 6d 7p
I	II	III	IV	V	VI	VII

2) Максимальное количество электронов на уровне:

$N = 2n^2$, где n – главное квантовое число (№ периода);

Число орбиталей на уровне = n^2

3) Спин электрона – собственный момент вращения электрона вокруг своей оси

4) Орбиталь – совокупность положений электрона в пространстве, т.е. область пространства, в которой наиболее вероятно местонахождение электрона.

Основные положения теории строения атомов:

1) электрон имеет двойственную природу – ведет себя и как частица, и как волна (Луи де Бройль)

2) Для электрона невозможно одновременно измерить координату и скорость

3) Электрон в атоме движется по определенным орбиталям в зависимости от его энергии

4) на каждой орбитали может быть не больше 2 электронов $\bar{e}$ (принцип Паули)

5) сначала заполняется половина каждой орбитали и когда нет свободных, то заполняется полностью (правило Хунда)

6) В атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальна. Они размещаются на разных расстояниях от ядра, формируя уровни. Уровни расщепляются на подуровни, которые имеют орбитали разной формы:

s	p	d	f
Сферическая Шарообразная 1 орбиталь $1 \times 2\bar{e} = 2\bar{e}$ s^2	форма гантели объемная восьмерка 3 орбитали $3 \times 2\bar{e} = 6\bar{e}$ p^6	орбитали формы 5 - лепесткового цветка 5 орбиталей $5 \times 2\bar{e} = 10\bar{e}$ d^{10}	орбитали формы 7 - лепесткового цветка 7 орбиталей $7 \times 2\bar{e} = 14\bar{e}$ f^{14}

Движение электронов в атоме описывается квантовыми числами:

n (главное квантовое число) – определяется уровень энергии орбитали и её удаленность от ядра. (n = 1 наиболее низкое; уровень от 1 до бесконечности)

l (побочное азимутальное) – характеризует момент количества движения $\bar{e}$ относительно центра орбитали (форма орбитали, ее вытянутость): s p d f от 0 до n-1

0 1 2 3

m (магнитное квантовое) – определяет положение плоскости орбитали электрона в пространстве (направление вытянутости облака):

l = 0

l = 1

l = 2

l = 3

m = 0

m = -1; 0; 1

m = -2; -1; 0; 1; 2

m = -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3

s (спиновое) – вращение электрона вокруг оси

$N = 2n^2$;

На I энергетическом уровне максимум $2\bar{e}$; на II - $8\bar{e}$; на III - $18\bar{e}$; на IV – $32\bar{e}$; на V - $50\bar{e}$

Гибридизация – выравнивание орбиталей по форме.

sp – BeCl_2 ; ZnCl_2 ; C_2H_2 – линейная форма

sp^2 – BCl_3 ; NO_3^- ; CO_3^{2-} ; C_2H_4 ; C_6H_6 – угловая форма

sp^3 – CH_4 ; NH_4^+ ; SO_4^{2-} ; CCl_4 – тетраэдрическая пирамида; H_2O – угловая

Электронные конфигурации атомов с порядковыми №1-36:

1	H	Водород	$1s^1$
2	He	Гелий	$1s^2$
3	Li	Литий	$1s^2 2s^1$
4	Be	Бериллий	$1s^2 2s^2$
5	B	Бор	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	Углерод	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	Азот	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	Кислород	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	Фтор	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	Неон	$1s^2 2s^2 2p^6$
11	Na	Натрий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	Магний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	Алюминий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	Кремний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	Фосфор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	Сера	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	Хлор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	Аргон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
19	K	Калий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
20	Ca	Кальций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
21	Sc	Скандий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
22	Ti	Титан	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
23	V	Ванадий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
24	Cr	Хром	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
25	Mn	Марганец	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
26	Fe	Железо	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
27	Co	Кобальт	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
28	Ni	Никель	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
29	Cu	Медь	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
30	Zn	Цинк	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
31	Ga	Галлий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	Германий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	Мышьяк	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	Селен	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	Бром	$1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	Криптон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$