

Памятка.

Простые вещества – неметаллы.

	Ia группа	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1 период	H ₂						He
2 период		B	C	N ₂	O ₂	F ₂	Ne
3 период			Si	P	S	Cl ₂	Ar
4 период				As	Se	Br ₂	Kr
5 период					Te	I ₂	Xe
6 период						At _{мало изучен}	Rn

Основные составные части воздуха: азот 78% по объему, кислород 21% по объему, аргон и другие инертные газы около 1%. Углекислый газ 0,02 – 0,04% и водяные пары до 3% являются переменными. Случайные примеси зависят, в основном, от деятельности человека. Они загрязняют окружающую среду.

Элемент кислород образует 2 простых вещества, которые отличаются разным числом атомов в молекуле O₃ (озон) и O₂ (кислород). Свойство атомов образовывать несколько простых веществ называется аллотропией.

. Химические свойства простых веществ.

Металлы	Неметаллы
I. Реагируют с простыми веществами.	I. Реагируют с простыми веществами.
1. Металл + неметалл 1) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$; 1) $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$	1. Неметалл + металл $\text{O}_3 + \text{Ag} = \text{AgO} + \text{O}_2$
Соединения металлов с водородом называются гидридами	2. Неметалл + неметалл $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - \text{Q}$
II. Реагируют со сложными веществами $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeO} + \text{H}_2$	II. Реагируют со сложными веществами $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Способы собирания газов: а) вытеснение воды (если собираемый газ нерастворим или мало растворим в воде); б) вытеснение воздуха (если собираемый газ тяжелее или легче воздуха). Чтобы узнать тяжелее или легче воздуха собираемый газ, надо найти его **относительную плотность по воздуху** $D_{\text{возд.}}(\text{газа}) = M_r(\text{газа})/M_r(\text{воздуха})$.

Воздух – это смесь газов, поэтому средняя относительная молекулярная масса воздуха может быть подсчитана

$M_r(\text{воздуха}) = 28 \cdot 0,78 + 32 \cdot 0,21 = 28,58$, округлим до целого числа $M_r(\text{воздуха}) = 29$

Катализатор – вещество, убыстряющее реакцию, но само при этом не расходуется.

Классификация оксидов.

Кислотные оксиды.

Оксиды, в состав которых входят неметаллы, называются кислотными. (Оксид углерода (II) и оксид азота (II) – безразличные оксиды, которые не взаимодействуют с водой, которым не соответствуют кислоты). **Если в состав оксида входит металл с валентностью V, VI, VII, то он также относится к кислотным оксидам и ему соответствует кислота.** Чтобы определить состав кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду, надо в столбик прибавить воду. Если в результате образовались кратные индексы, то их сокращают, например, при прибавлении к кислотному оксиду Cl₂O воды получаем H₂Cl₂O₂. После сокращения индексов получаем формулу кислоты HClO.

Чтобы составить формулу кислотного оксида соответствующего кислоте, надо «вычесть» из формулы кислоты формулу воды. Если в состав кислоты входит нечетное число атомов водорода, то сначала надо удвоить индексы в формуле кислоты, а затем «вычесть» столько молекул воды, которые содержат такое же число атомов водорода.

Например, $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8 - 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$.

Основные оксиды.

Оксиды, образованные металлами с валентностью I и II (кроме оксида бериллия и оксида цинка), называются основными. Им соответствуют основания.

Составление формул оснований: а) сначала записывается символ металла, б) затем записывается гидроксильная группа, в) число гидроксильных групп соответствует валентности металла. Если гидроксильных групп больше единицы, то их заключают в скобки и в нижнем правом углу записывают соответствующий индекс.

Основания, растворимые в воде, называются щелочами. Их образуют щелочные металлы IA (главной) группы и щелочно – земельные металлы IIA (побочной) группы, кроме бериллия и магния. Оксиды этих же металлов реагируют с водой, образуя соответствующие щелочи.

Остальные основные оксиды не реагируют с водой и не растворяются в ней, но им соответствуют нерастворимые в воде основания, которые можно получить иным способом.

Все основания называются гидроксидами, в скобках указывается валентность, если она переменна. Например, оксиду железа (II) соответствует гидроксид железа (II), то есть $\text{FeO} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$, а оксиду железа (III) соответствует гидроксид железа (III), то есть $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$.

Амфотерные оксиды.

Металлы с валентностью II (Zn и Be), III (Al, Fe, Cr) и IV (Mn) образуют амфотерные оксиды (ZnO , BeO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2), которым соответствуют амфотерные гидроксиды. Их формулы записываются как основания, например, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$. Амфотерные оксиды не реагируют с водой.

Кислотным оксидам соответствуют кислоты – кислотные гидроксиды ($\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{HMnO}_4$). **Основным оксидам соответствуют основания – основные гидроксиды** ($\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$). **Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды** ($\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$).

Основные, кислотные и амфотерные оксиды являются солеобразующими, т.е. реагируют с кислотами (основные оксиды) или с основаниями (кислотные оксиды) с образованием солей и воды. Амфотерные оксиды реагируют с кислотами и щелочами с образованием солей и воды.

Есть **оксиды**, которые не проявляют ни основных, ни кислотных свойств и не образуют солей. Такие оксиды называют **безразличными или несолеобразующими**. Примеры некоторых из них: оксид углерода (II), оксид азота (I), оксид азота (II).

Соли – сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка (средние).

Составление формул солей:

- на первое место ставят металл,
- затем записывают кислотный остаток,
- над химическим знаком металла и над кислотным остатком римскими цифрами обозначают валентность,
- находят наименьшее общее кратное для значений валентностей,
- делят наименьшее общее кратное на валентность металла и записывают индекс в правом нижнем углу от химического знака металла (единица не записывается),
- делят наименьшее общее кратное на валентность кислотного остатка. Если индекс больше единицы, то кислотный остаток заключают в скобки (если он состоит из разных атомов) и в правом нижнем углу его записывают. Например:

III II I I I II II II I III II III I
 Al_2S_3 ; NaCl ; Na_2CO_3 ; BaCO_3 ; FeCl_2 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Соли можно получить различными способами.

- Основный оксид + кислотный оксид = соль.
- Основный оксид + кислота = соль + вода.
- Кислотный оксид + щелочь = соль + вода.
- Основание + кислота = соль + вода.

Химические свойства солей.

- Более активные металлы вытесняют менее активные металлы из растворов их солей.
- Соли могут реагировать с некоторыми кислотами.
- Растворимые соли реагируют друг с другом, если образуется осадок, как правило.
- Растворимые соли реагируют с щелочами, если образуется осадок.

Основания – сложные вещества, состоящие из атомов металлов и одной или двух гидроксильных групп.

Растворимые в воде основания называются щелочами.

Основания можно классифицировать по растворимости в воде (щелочи и нерастворимые в воде основания) и по числу гидроксильных групп (однокислотные, например, NaOH и двухкислотные, например, Ca(OH)₂).

Металлы IA (главной) группы – щелочные и металлы IIA (главной) группы – щелочно – земельные образуют щелочи (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂).

Химические свойства оснований

<i>Основание</i>	<i>Растворимые в воде. Щелочи</i>	<i>Нерастворимые в воде</i>
<i>Отношение к индикаторам</i>	Растворы изменяют окраску	Не изменяют окраску
<i>Отношение к кислотам</i>	Реагируют с кислотами $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{соль} + \text{вода}$	Реагируют с кислотами $\text{Cu(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{соль} + \text{вода}$
<i>Отношение к кислотным оксидам</i>	Реагируют: $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{соль} + \text{вода}$	Не реагируют
<i>Отношение к нагреванию</i>	Большинство не разлагаются	Разлагаются $\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{оксид} + \text{вода}$

Реакцию между кислотой и основанием называют реакцией нейтрализации, она же реакция обмена, экзотермическая, т.к. сопровождается выделением тепла.

При написании уравнения реакции обмена между щелочью и кислотным оксидом пользуйтесь правилом:

- а) в результате получается соль и вода, б) соль образована металлом, входящим в состав основания, и кислотным остатком кислоты, соответствующей данному кислотному оксиду (формулу соответствующей кислоты можно получить, мысленно прибавив воду к кислотному оксиду).

Решение задач, когда одно из исходных веществ взято в избытке.

Задача. Для проведения реакции взято 15,5 грамма фосфора и 160 мл кислорода (н.у.).
Рассчитайте массу образовавшегося оксида фосфора (V).

Дано.	Решение.
<p> $m(\text{P}) = 15,5 \text{ г}$ $V(\text{O}_2)(\text{н.у.}) = 0,16 \text{ л}$ $m(\text{P}_2\text{O}_5) = x \text{ г}$ </p>	<p>1. Составим уравнение химической реакции, над формулами веществ запишем данные задачи, под формулами запишем количественные отношения:</p> $ \begin{array}{ccccccc} 15,5 \text{ г, } Y \text{ моль} & & 0,16 \text{ л} & & & & x \text{ г, } z \text{ моль} \\ 4\text{P} & + & 5\text{O}_2 & = & & & 2\text{P}_2\text{O}_5 \\ 4 \text{ моль} & & 5 \text{ моль} & & & & 2 \text{ моль} \end{array} $ <p>2. Определим количество фосфора, соответствующее массе 15,5 г. $n = m/M$, $n = 15,5 \text{ г} : 31 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}$</p> <p>3. Определим количество кислорода, соответствующее 0,16 л. $n = V/V_m$, $n = 0,16 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,0071 \text{ моль}$</p> <p>4. Определим, фосфор или кислород полностью вступят в реакцию. $n(\text{P}) : n(\text{O}_2) = 4 : 5 = Y : 0,0071$, $Y = n(\text{P}) = 4 \cdot 0,0071 : 5 = 0,00568 \text{ моль}$ Фосфор количеством 0,00568 моль прореагирует с кислородом количеством 0,0071 моль. Останется фосфор количеством $0,5 - 0,00568 = 0,49432 \text{ моль}$.</p> <p>5. Расчет массы оксида ведем по кислороду, полностью вступившему в реакцию. $n(\text{O}_2) : n(\text{P}_2\text{O}_5) = 5 : 2 = 0,0071 : z$, $z = n(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,00284 \text{ моль}$ $m = n \cdot M$, $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,00284 \cdot (31 \cdot 2 + 16 \cdot 5) \approx 0,4 \text{ г}$.</p> <p>Ответ: $m(\text{P}_2\text{O}_5) \approx 0,4 \text{ г}$.</p>

Строение атома

Частица	Обозначение	Заряд	Относительная масса	Где находится	Число в атоме
Протон	p	+1	1	ядро	равно порядковому номеру (далее - Z)
Нейтрон	n	0	1	ядро	$A_r - Z$
Электрон	\bar{e}	-1	1/1837	вне ядра	Z

Общее число протонов и нейтронов в ядре называют массовым числом.

Установлено, что электроны находятся на определенном расстоянии от ядра, на энергетических уровнях, проще, электронных слоях. Электроны, находящиеся ближе к ядру, обладают меньшей энергией, чем электроны находящиеся дальше от ядра.

Максимальное число электронов на слое определяется по формуле $2n^2$, где n – номер слоя.

Следовательно, на I слое не может быть больше 2 электронов, на II – не больше 8 электронов, на III слое – не больше 18 электронов, на IV слое – не больше 32 электронов. На всех следующих слоях не может быть больше 32 электронов.

Схема заполнения электронами электронных слоев элементов I, II, III периодов.

Группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I период	H+) 1							He+2) 2
II период	Li+3)) 21	Be+4)) 22	B+5)) 23	C+6)) 24	N+7)) 25	O+8)) 26	F+9)) 27	Ne+10)) 28
III период	Na+11))) 281	Mg+12))) 282	Al+13))) 283	Si+14))) 284	P+15))) 285	S+16))) 286	Cl+17))) 287	Ar+18))) 288

Выводы.

- Число электронов на внешнем слое (наиболее удаленном от ядра) соответствует номеру группы для элементов главных (a) подгрупп.
- Число электронных слоев в атоме соответствует номеру периода, в котором находится элемент.
- Прибавление каждого нового электрона на уже имеющийся слой приводит к незначительным изменениям свойств элемента, то есть свойства элементов в периоде по мере возрастания заряда ядра атома (порядкового номера) изменяются плавно от типичного металла к типичному неметаллу.
- Появление следующего электрона на новом электронном слое приводит к резкому изменению свойств элементов (скачек от типичного неметалла к типичному металлу).
- Периодичность в изменении свойств простых веществ и их соединений связана с повторяемостью числа электронов в наружном слое атомов.
- Так как в группах с увеличением зарядов ядер атомов (порядковых номеров) увеличивается число электронных слоев, то соответственно увеличиваются и размеры атомов (радиусы атомов).
- В периодах с увеличением зарядов ядер атомов (порядковых номеров) число электронных слоев не изменяется, следовательно, растет сила притяжения электронов наружного слоя к ядру, что ведет к уменьшению размеров атомов (радиусов атомов).

Электроны в атоме. Орбитали. Электронные конфигурации атомов.

Электрон обладает двойственным характером: частица и волна одновременно. Частица, так как имеет массу. Волна, так как об электроне нельзя сказать в какой точке системы координат находится электрон в данный момент времени, можно говорить только об **области наиболее вероятного нахождения электрона – орбитали**. Эта область может иметь разную форму. Если эта область сферическая (форма шара), то ее называют s – орбиталью. Энергетически она самая выгодная (самый маленький запас энергии по сравнению с другими орбиталями того же электронного слоя). На любой из орбиталей может находиться не более 2-х электронов, которые должны иметь противоположно направленные спины. Спин электрона – это его внутреннее свойство, которое характеризует отношение электрона к магнитному полю. Так как на 1-м слое не может быть больше 2-х электронов, то это будут s- электроны. Состояние электронов в атоме изображают графическими формулами или записывают в виде электронной конфигурации (электронной формулы). При изображении графической формулы орбиталь любой формы рисуют в виде квадрата, внутри которого размещают стрелку, если на этой орбитали находится один электрон, и две, противоположно направленные стрелки, если - два электрона (стрелкой условно изображают электрон).

Например, состояние электронов в атомах водорода и гелия.

Электронные формулы H $1s^1$, He $1s^2$

Цифра перед буквой обозначает номер слоя, буква обозначает форму орбитали, цифра с правой стороны сверху от буквы указывает на число электронов на данной орбитали.

На втором электронном слое не может быть больше 8-ми электронов. Кроме s-орбитали (с большим запасом энергии по сравнению с s- орбиталью 1-го слоя) на втором слое появляются орбитали иной формы, напоминающие объемную восьмерку и направленные по осям координат X, Y, Z, которые называют p-орбиталями. На каждой из них может находиться не более 2-х электронов, то есть максимальное число электронов на трех p-орбиталях равно 6.

Например, состояние электронов в атомах углерода и кислорода.

	С	О
Графическая формула	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$
Электронная формула	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$

На третьем электронном слое не может быть больше 18 электронов. Кроме s и p- орбиталей (с большим запасом энергии по сравнению с предыдущим слоем) на 3-м слое появляются d-орбитали с еще более сложной формой, их 5. Максимальное число d-электронов (электронов, находящихся на d-орбиталях) на слое равно 10-ти.

Например, состояние электронов в атомах брома и криптона.

	Br	Kr
Электронная формула	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

На 4-ом электронном слое не может быть больше 32 электронов. Кроме s, p и d-орбиталей (с большим запасом энергии по сравнению с предыдущим слоем) на 4-ом слое появляются f-орбитали с еще более сложной формой, их 7. Максимальное число f-электронов (электронов, находящихся на f-орбиталях) на слое равно 14.

Например, электронная конфигурация атома таллия.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$

Так как f, d, p-орбитали энергетически менее выгодны чем s-орбитали, то **порядок заполнения орбиталей происходит следующим образом:**

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 5d \rightarrow 4f \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 6d \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 5f \rightarrow 7p$

Если записывать электронные конфигурации атомов с учетом порядка заполнения орбиталей, то для Br - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$, для Kr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$,

Для Tl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^1$.

Максимальное число электронов на слое (энергетическом уровне).

№ слоя	Число электронов	Электронная конфигурация.
1	2	$1s^2$
2	8	$2s^2 2p^6$
3	18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
4	32	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$

Один из способов графического изображения электронной конфигурации атома.

1s	2s	2p	2p	2p	3s	3p	3p	3p	4s	3d	3d	3d	3d	3d	4p	4p	4p	5s
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Рост энергии →

Пример графического изображения электронной конфигурации атома калия.

$1s^2$	$2s^2$		$2p^6$		$3s^2$		$3p^6$		$4s^1$			$3d^0$					$4p^0$	
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑									

У атома калия свободны (не заполнены электронами) 3d, 4p, 4d, 4f-орбитали.

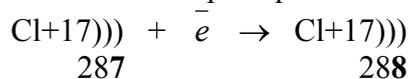
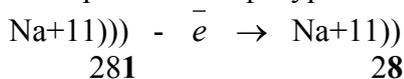
Если на одной орбитали находятся 2 электрона, то говорят о спаренных электронах, если – один, то говорят неспаренный электрон.

Периодическая система химических элементов. Малые и большие периоды. Группы и подгруппы.

Элементы распределены по 8-ми группам в зависимости от высшей валентности элементов (валентных электронов). Каждая группа делится на подгруппы: главную (а) и побочную (б). У элементов главной (а) подгруппы на последнем электронном слое число электронов соответствует номеру группы, идет заполнение последнего электронного слоя. Электроны наружного слоя называют валентными, если при этом они находятся только на s-орбитали, то говорят о s-элементах, если есть электроны и на p-орбитали, то говорят о p-элементах. У элементов побочных (б) подгрупп идет заполнение предпоследнего слоя, d-орбиталей, поэтому эти элементы называют d-элементами. Все они металлы, их называют переходными. Валентность их переменная, так как валентные электроны находятся на последнем и предпоследнем электронных слоях. На последнем электронном слое элементов побочных (б) подгрупп, как правило, находятся 2 электрона. У некоторых атомов происходит «соскок» электрона с s-орбитали на d-орбиталь предыдущего слоя, как правило, в том случае, если при этом d-орбиталь заполняется наполовину (5 электронов) или полностью (10 электронов). У лантаноидов и актиноидов на внешнем слое 2 электрона, на предпоследнем, как правило, 8 электронов; идет заполнение третьего от конца слоя f-орбиталей – это f-элементы. Простые вещества, ими образованные, являются металлами.

Элементы делятся на подгруппы в зависимости от заполнения электронами электронных слоев, что сильно отражается на свойствах. Свойства элементов (а) подгрупп (их можно назвать электронными аналогами) отличаются от свойств элементов побочных (б) подгрупп (их также можно назвать электронными аналогами).

Все атомы, объединяясь в молекулы, отдают валентные электроны или принимают их на последний электронный слой, чтобы их стало 8 (электронный слой считается завершенным, устойчивым), как у соответствующих инертных газов (кроме гелия, у которого их всего 2). У атомов металлов мало электронов на последнем электронном слое, поэтому они отдают электроны, так как при этом у них остается завершенным предпоследний слой, но при этом они переходят из атомов в ионы – заряженные частицы (положительно заряженные частицы называют катионами). Электронная конфигурация ионов, как правило, соответствует электронной конфигурации предшествующего инертного газа. Например.



Атом натрия Катион натрия Na^+

Атом хлора Анион хлора

Cl^-



У атомов неметаллов много электронов на последнем электронном слое, поэтому они принимают недостающие до 8-ми электроны на последний электронный слой, при этом переходят из атомов в отрицательно заряженные ионы – анионы с электронной конфигурацией, стоящего в этом же периоде атома инертного газа.

Ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных масс, начинающийся с водорода или щелочного металла и заканчивающийся инертным газом, называют **периодом**.

Малыми называют 1, 2, 3 периоды, состоящие из одного ряда. Большие периоды состоят из 2-х рядов, кроме седьмого – он не завершен. У элементов малых периодов с возрастанием заряда ядра атома валентность изменяется от 1 до 7, у элементов больших периодов дважды изменяется валентность от 1 до 7. В четных рядах больших периодов находятся только металлы.

Элементы каждой группы имеют оксиды с одинаковой общей формулой, кроме кислорода, фтора и некоторых инертных газов. Эти формулы указаны в периодической таблице. Валентность элементов в оксидах соответствует номеру группы. Атомы неметаллов образуют летучие водородные соединения, в которых проявляют низшую валентность, равную разности между 8 и номером группы. Общие формулы водородных соединений неметаллов также указаны в таблице.

Выводы.

Неметаллические свойства – способность атомов принимать электроны на последний электронный слой (до 8-ми). Она тем больше, чем больше электронов на внешнем электронном слое и меньше электронных слоев. В группах с увеличением заряда ядра атома неметаллические свойства уменьшаются. В периодах с увеличением заряда ядра атома неметаллические свойства возрастают.

Металлические свойства – способность атомов отдавать электроны. Она тем больше, чем больше электронных слоев и меньше электронов на последнем электронном слое.

Металлические свойства в группах растут с увеличением заряда ядра атома (рост числа электронных слоев). В периодах металлические свойства убывают с увеличением заряда ядра атома.

Характеристика химических элементов и их соединений на основе положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева и строения атома.

1. Положение элемента в Периодической системе (группа, подгруппа, период, ряд), порядковый номер, относительная атомная масса. Назовите его.
2. Строение атома (число протонов, электронов, нейтронов). Распределение электронов по электронным слоям, графическую и электронную конфигурации, указать валентные электроны.
3. Свойства простого вещества, образованного этим элементом (металл, переходный металл, неметалл). Сравнить с соседними элементами по периоду и по подгруппе (изменение металлических или неметаллических свойств, изменение размеров атомов).
4. Формулы оксидов и гидроксидов, указать их характер. Формула летучего водородного соединения для неметалла.