

Памятка для учащихся 10 классов.

Повторение основных тем курсов 8 - 9 классов.

Периодический закон. Периодическая система химических элементов. Строение атома.

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

Изотопы – атомы, имеющие один и тот же заряд, но разную массу за счет разного числа нейтронов.

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+)							He+2)
	1							2
II период	Li+3))	Be+4))	B+5))	C+6))	N+7))	O+8))	F+9))	Ne+10))
	21	22	23	24	25	26	27	28
III период	Na+11)))	Mg+12)))	Al+13)))	Si+14)))	P+15)))	S+16)))	Cl+17)))	Ar+18)))
	281	282	283	284	285	286	287	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	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$
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 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 5d^{10} 4f^{14} 6p^1$.

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. Способность атома притягивать валентные электроны других атомов называют **электроотрицательностью** (ЭО). Она изменяется так же как и неметаллические свойства.

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.

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 Cl_2O воды

получаем $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$. 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 щелочноземельные металлы IIA (главной) 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).

Деятельность ученика	
	Рефлексия. Письменная работа. По желанию, выберите карточку с заданием первого уровня (оценивается 3 баллами), второго уровня (оценивается 4 баллами), третьего уровня (оценивается 5 баллами).

Задания первого уровня.

Первый уровень. Первый вариант.	Первый уровень. Второй вариант.
1. Распределению электронов по электронным слоям в атоме кремния соответствует ряд чисел: 1) 2, 4; 2) 2, 8, 4; 3) 2, 8, 8, 4; 4) 2, 8, 18, 4. 2. Кислотными являются высшие оксиды химических элементов в ПС порядковые	1. Химический элемент, схема распределения электронов в атоме которого 2, 8, 8, 2, находится в ПС: 1) в 4-м периоде IIA-группы; 2) во 2-м периоде IVA-группы; 3) в 4-м периоде IIB-группы; 4) в 3-м периоде IA-группы.

<p>номера: 1) 4, 6, 7; 2) 5, 16, 14; 3) 11, 12, 20; 4) 13, 30, 16.</p> <p>3. В ряду химических элементов Натрий → магний → алюминий</p> <p>1) увеличивается число электронных слоев в атоме;</p> <p>2) уменьшается валентность в высших оксидах;</p> <p>3) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое атома;</p> <p>4) усиливаются металлические свойства.</p>	<p>2. Кислотному и амфотерному оксиду соответствуют формулы: 1) K_2O и SO_3; 2) CO и BaO; 3) SiO_2 и Al_2O_3; 4) B_2O_3 и Na_2O.</p> <p>3. В ряду химических элементов Бор → бериллий → литий</p> <p>1) увеличивается число электронных слоев в атоме; 2) уменьшается валентность в высших оксидах;</p> <p>3) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое атома;</p> <p>4) усиливаются неметаллические свойства.</p>
--	---

Задания второго уровня.

Второй уровень. Первый вариант.	Второй уровень. Второй вариант.
<p>1. Химическому элементу 3-го периода ПС, образующего высший оксид состава $ЭO_3$, соответствует схема распределения электронов по электронным слоям: 1) 2, 6; 2) 2, 8, 6; 3) 2, 8, 8, 6; 4) 2, 4, 3.</p> <p>2. Характер оксида химического элемента, схема распределения электронов в атоме которого по электронным слоям 2, 8, 8, 1, 1) кислотный; 2) амфотерный; 3) несолеобразующий; 4) основной.</p> <p>3. В ряду химических элементов Магний → кальций → барий</p> <p>1) уменьшается число электронных слоев в атоме и усиливаются металлические свойства; 2) увеличиваются радиус атома и валентность в высших оксидах; 3) уменьшается число электронов во внешнем электронном слое и заряд ядра атома; 4) усиливаются металлические свойства и увеличивается число электронных слоев в атоме.</p>	<p>1. Химическому элементу 2-го периода ПС, образующего высший оксид состава $ЭO_2$, соответствует схема распределения электронов по электронным слоям: 1) 2, 2; 2) 2, 8, 4; 3) 2, 4; 4) 2, 4, 8, 3.</p> <p>2. Характер оксида химического элемента, схема распределения электронов в атоме которого по электронным слоям 2, 8, 3, 1) кислотный; 2) амфотерный; 3) несолеобразующий; 4) основной.</p> <p>3. В ряду химических элементов Бор → бериллий → литий</p> <p>1) уменьшается число электронных слоев в атоме и ослабевают металлические свойства; 2) увеличивается радиус атома и уменьшается валентность в высших оксидах; 3) увеличиваются число электронов во внешнем электронном слое и заряд ядра атома; 4) усиливаются металлические свойства и увеличивается число электронных слоев в атоме.</p>

Задания третьего уровня.

Третий уровень. Первый вариант.	Третий уровень. Второй вариант.																												
<p>1. Установите соответствие между положением элемента в ПС и строением его электронной оболочки.</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 50%;">Положение элемента.</td> <td style="width: 50%;">Схема строения электронной оболочки</td> </tr> <tr> <td>1) в 1 периоде VIIA-группы</td> <td>А) 2, 7</td> </tr> <tr> <td>2) во 2 периоде IIA-группы</td> <td>Б) 2, 8, 5</td> </tr> <tr> <td>3) в 3 периоде VA-группы</td> <td>В) 2, 8, 3</td> </tr> <tr> <td>4) во 2 периоде VIIA-группы</td> <td>Г) 2</td> </tr> <tr> <td></td> <td>Д) 1</td> </tr> <tr> <td></td> <td>Е) 2, 2</td> </tr> </table> <p>2. В ряду химических элементов азот → кислород → фтор</p> <p>1) ослабевают неметаллические свойства; 2) уменьшается радиус атома; 3) увеличивается число электронных слоев в</p>	Положение элемента.	Схема строения электронной оболочки	1) в 1 периоде VIIA-группы	А) 2, 7	2) во 2 периоде IIA-группы	Б) 2, 8, 5	3) в 3 периоде VA-группы	В) 2, 8, 3	4) во 2 периоде VIIA-группы	Г) 2		Д) 1		Е) 2, 2	<p>1. Установите соответствие между положением элемента в ПС и строением его электронной оболочки.</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 50%;">Положение элемента.</td> <td style="width: 50%;">Схема строения электронной оболочки</td> </tr> <tr> <td>1) во 2 периоде IIIA-группы</td> <td>А) 2, 8, 4</td> </tr> <tr> <td>2) в 3 периоде VIIA-группы</td> <td>Б) 1</td> </tr> <tr> <td>3) в 1 периоде IA-группы</td> <td>В) 2, 8, 8, 8, 2</td> </tr> <tr> <td>4) в 3 периоде IVA-группы</td> <td>Г) 2, 3</td> </tr> <tr> <td></td> <td>Д) 2, 8, 4</td> </tr> <tr> <td></td> <td>Е) 2, 8, 8</td> </tr> </table> <p>2. В ряду химических элементов Хлор → бром → иод</p> <p>1) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое; 2) уменьшается радиус атомов; 3) увеличивается число</p>	Положение элемента.	Схема строения электронной оболочки	1) во 2 периоде IIIA-группы	А) 2, 8, 4	2) в 3 периоде VIIA-группы	Б) 1	3) в 1 периоде IA-группы	В) 2, 8, 8, 8, 2	4) в 3 периоде IVA-группы	Г) 2, 3		Д) 2, 8, 4		Е) 2, 8, 8
Положение элемента.	Схема строения электронной оболочки																												
1) в 1 периоде VIIA-группы	А) 2, 7																												
2) во 2 периоде IIA-группы	Б) 2, 8, 5																												
3) в 3 периоде VA-группы	В) 2, 8, 3																												
4) во 2 периоде VIIA-группы	Г) 2																												
	Д) 1																												
	Е) 2, 2																												
Положение элемента.	Схема строения электронной оболочки																												
1) во 2 периоде IIIA-группы	А) 2, 8, 4																												
2) в 3 периоде VIIA-группы	Б) 1																												
3) в 1 периоде IA-группы	В) 2, 8, 8, 8, 2																												
4) в 3 периоде IVA-группы	Г) 2, 3																												
	Д) 2, 8, 4																												
	Е) 2, 8, 8																												

<p>атоме;</p> <p>4) усиливаются неметаллические свойства; 5) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое атома.</p> <p>Ответ запишите в виде последовательности цифр без дополнительных символов.</p> <p>3. В каком ряду высшие оксиды элементов расположены в порядке усиления кислотных свойств? А) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$; Б) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{SeO}_3 \rightarrow \text{TeO}_3$; В) $\text{GeO}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CO}_2$; Г) $\text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$; Д) $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{MgO}$. Ответ запишите в виде последовательности букв без дополнительных символов и пробелов.</p>	<p>заполненных электронных слоев в атомах; 4) уменьшается электроотрицательность; 5) усиливаются неметаллические свойства.</p> <p>Ответ запишите в виде последовательности цифр без дополнительных символов и пробелов.</p> <p>3. В каком ряду высшие оксиды элементов расположены в порядке ослабления кислотных свойств? А) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$; Б) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{BeO}$; В) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$; Г) $\text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$; Д) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{GeO}_2$. Ответ запишите в виде последовательности букв без дополнительных символов и пробелов.</p>
---	--

Вопросы для устного опроса.

1. Формулировка Периодического закона?
2. Из чего состоит атом?
3. Физический смысл порядкового номера.
4. Физический смысл номера периода.
5. Физический смысл номера группы.
6. Почему группы делят на подгруппы?
7. Как определить число нейтронов в атоме?
8. Что называют изотопами?
9. Как изменяются радиусы атомов в подгруппах?
10. Как изменяются радиусы атомов в периодах?
11. Как изменяются металлические свойства в подгруппах?
12. Как изменяются металлические свойства в периодах?
13. Как изменяются неметаллические свойства в подгруппах?
14. Как изменяются неметаллические свойства в периодах?
15. Как изменяется электроотрицательность атомов в периодах?
16. Как изменяется электроотрицательность атомов в подгруппах?
17. Как классифицируют оксиды?
18. Какие оксиды называют кислотными?
19. Какие оксиды называют основными?
20. Какие оксиды называют амфотерными?
21. Какие оксиды называют несолеобразующими?
22. Как изменяется характер высших оксидов, образуемых элементами, в периодах?
23. Как изменяется характер высших оксидов, образуемых элементами, в подгруппах?
24. Как изменяется характер гидроксидов, образуемых элементами, в периодах?
25. Как изменяется характер гидроксидов, образуемых элементами, в подгруппах?