

## Памятка к теме «Неметаллы».

Среди более сотни открытых химических элементов есть всего шесть, составляющих основу любого организма на земле: будь то растение, животное или человек. Эти элементы неметаллы: углерод, водород, кислород, азот, фосфор и сера – входят в состав аминокислот.

### **Термины.**

**Благородные газы** (инертные) – простые вещества, образованные элементами VIII А группы.

**Галогены** – элементы VII А группы.

**Халькогены** – элементы VI А группы.

**Инертные газы** только при очень низких температурах могут находиться в твердом состоянии. Термин «инертные газы» устарел. Для криптона, ксенона и радона доказана способность образовывать прочные химические соединения и химическая активность в ряду Kr - Xe – Rn должна увеличиваться с ростом заряда. Если будут получены соединения для легких инертных газов (He, Ar, Ne), то они будут неустойчивы. Наибольшее количество инертных газов используется в химической промышленности и металлургии для создания атмосферы, особенно аргон и гелий. Гелий необходим для создания сверхнизких температур, так как он кипит при  $-269^{\circ}\text{C}$ . Инертные газы используют для создания световых реклам. Ими заполняют стеклянные трубки и к их концам подводят электрический ток. По мере уменьшения давления в трубке цвет гелия меняется от красного до розового и далее до желтого и зеленого. Аргон в этих же условиях испускает свет голубого цвета различных оттенков, неон – красный, криптон – ярко-белый с розовым оттенком. Светотехника – главный потребитель криптона.

**Водород** в одних условиях проявляет металлические свойства (отдает электрон), в других – неметаллические (принимает электрон). Однако по свойствам он более сходен с галогенами. С металлами водород образует гидриды, легко разлагаемые водой.

Молекулы **галогенов** двухатомны. При обычных условиях фтор и хлор – газы, бром – жидкость, иод – твердое вещество. Иод при нагревании переходит в газообразное состояние, минуя жидкое. Это явление называется возгонкой. При охлаждении газообразный иод переходит в твердое агрегатное состояние, минуя жидкое. Это явление называется сублимацией. В ряду  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$  химическая активность падает. Фтор во всех реакциях является только окислителем. Остальные галогены могут быть окислителями (например, с металлами, водородом, алканами) или восстановителями. Хлор непосредственно не взаимодействует с кислородом, азотом и углем. В отсутствие влаги хлор не взаимодействует с железом. Более активные галогены вытесняют менее активные из растворов их солей и кислот, например,  $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ ,  $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$ . Хлор может реагировать с водой  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ ,  $2\text{HClO} = 2\text{HCl} + \text{O}_2$ . Раствор хлора в воде называют хлорной водой. Водопроводную воду обеззараживают хлором. Для дезинфекции помещений используют «хлорную известь» (хлорка)  $\text{CaCl}(\text{OCl})$  – смешанная соль хлорид-гипохлорид кальция, которая разрушается на воздухе под действием углекислого газа  $2\text{CaCl}(\text{OCl}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{HClO}$ . Получают хлорную известь при пропускании хлора в известковое молоко – взвесь гашеной извести в воде  $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}(\text{OCl}) + \text{H}_2\text{O}$ . Если пропускать хлор в горячий раствор щелочи, то получается смесь солей  $6\text{Cl}_2 + 12\text{KOH} = 10\text{KCl} + 2\text{KClO}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ .

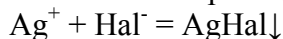
### **Оксокислоты хлора.**

Формула	$\text{HClO}$	$\text{HClO}_2$	$\text{HClO}_3$	$\text{HClO}_4$
Название кислоты	хлорноватистая	хлористая	хлорноватая	хлорная
Названия солей	гипохлориты	хлориты	хлораты	перхлораты
Изменение силы кислот	слабая	→	→	сильная
Изменение окислительной способности	сильная	ослабление	ослабление	слабая

**Галогеноводороды** – газы. При их растворении в воде образуются кислоты. HF – плавиковая кислота слабая, остальные кислоты сильные:  $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$ .

Особые свойства плавиковой кислоты – разрушает стекло  $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ .

Качественной реакцией на галогенид ионы, кроме фторид-иона, является



**Халькогены:** кислород, сера, селен, теллур.

Кислород образует два простых вещества:  $\text{O}_2$  и  $\text{O}_3$  (озон) – аллотропные модификации.

В воздухе содержится 21%  $\text{O}_2$ . Озон содержится в стратосфере – верхних слоях воздушной оболочки Земли, на высоте 15 – 30 км. Эту часть атмосферы часто называют озоновым слоем. Озон поглощает жесткое ультрафиолетовое излучение Солнца, защищая Землю от его вредного воздействия. Сера также образует аллотропные модификации: кристаллическая  $\text{S}_8$  и пластическая  $\text{S}_n$ , но в природе встречается только кристаллическая сера.

Халькогены образуют соединения с водородом состава  $\text{H}_2\text{R}$ , которые являются восстановителями (за исключением воды). Сероводород часто входит в состав вулканических газов. Все они, кроме воды, газообразные вещества, при растворении в воде образуют кислоты. Сероводородная кислота слабая. Сила кислот в ряду  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$  возрастает, но их устойчивость ослабевает.

Кислород с водородом, кроме воды, образует пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , который является сильным окислителем, например,  $\text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}_2 = \text{PbSO}_4\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ .

При взаимодействии с сильными окислителями является восстановителем



При горении халькогенов образуются оксиды  $\text{EO}_2$ . В ряду  $\text{SO}_2 - \text{SeO}_2 - \text{TeO}_2$  кислотные свойства ослабевают. В реакциях могут быть окислителями и восстановителями.  $\text{SO}_2$  – бесцветный газ с резким удушающим запахом, выделяется при вулканических извержениях. При растворении в воде сернистый газ образует слабую сернистую кислоту, но эта реакция обратима, то есть кислота распадается на оксид и воду, поэтому в свободном виде она не существует.

Оксиды с общей формулой  $\text{EO}_3$  известны для серы, селена, теллура.  $\text{SO}_3$  бесцветная жидкость, в реакциях может быть окислителем. Высшие оксиды кислотные, с увеличением порядкового номера элемента, образующего оксид, кислотные свойства ослабевают. При растворении серного ангидрида в воде образуется сильная нелетучая серная кислота, которая является окислителем: разбавленная за счет водорода, а концентрированная за счет серы.

При взаимодействии разбавленной серной кислоты с металлами, стоящими до водорода в ряду активности, выделяется водород. Концентрированная серная кислота реагирует даже с медью, ртутью, серебром. В этом случае образуются соль, вода и сернистый газ.

**Неметаллы V A группы.**

Наиболее прочное соединение азота –  $\text{N}_2$ . Содержание его в воздухе 78%. Для азота известны соединения с различными степенями окисления:

$\text{NH}_3$	$\text{N}_2\text{H}_4$	$\text{NH}_2\text{OH}$	$\text{HN}_3$	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	$\text{N}_2\text{O}_3$	$\text{NO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_5$	
аммиак	гидразин	гидроксил-амин	азотисто-водородная кислота	оксид азота (I)	оксид азота (II)	оксид азота (III)	оксид азота (IV)	оксид азота (V)	

**Оксиды азота (I) и (II) – несолеобразующие. Оксиды азота (III) и (V) – кислотные.** При взаимодействии с водой они образуют соответственно азотистую (слабую, неустойчивую) и азотную (сильную). Азотистая кислота может быть восстановителем и окислителем. Соли азотистой кислоты - нитриты устойчивы, за исключением нитрита аммония, который разлагается при нагревании  $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . **Менее устойчивы к нагреванию соли азотной кислоты – нитраты.** Нитраты металлов, стоящих в ряду активности левее магния, при нагревании разлагаются на нитриты и кислород. Если нитраты металлов, стоящих в ряду активности от магния и до меди, нагревать, то образуются оксид металла, оксид азота (IV) и кислород. Нитраты металлов, стоящих правее меди, при нагревании разлагаются на металл, оксид азота (IV) и кислород. Нитрат аммония при нагревании:  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ .

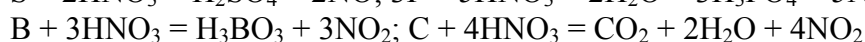
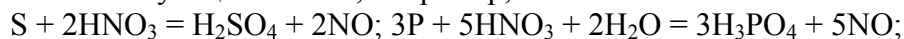
**Азотная кислота** является сильным окислителем за счет азота, поэтому при взаимодействии с металлами водород не выделяется. В зависимости от степени разбавления

кислоты и активности металла получают различные соединения азота, нитрат и вода.

**Концентрированная азотная кислота** не действует на железо, хром, алюминий, золото, платину, иридий, тантал. С другими тяжелыми металлами получается соль, вода и оксид азота (IV). С щелочно – земельными металлами образуются соль, вода и оксид азота (I).

**Разбавленная азотная кислота** при взаимодействии с щелочно – земельными металлами, цинком и железом образует соль, воду и аммиак или нитрат аммония, или азот. Разбавленная кислота с тяжелыми металлами образует соль, воду и оксид азота (II).

Азотная кислота взаимодействует **со многими неметаллами**, окисляя их до соответствующих кислот, например,

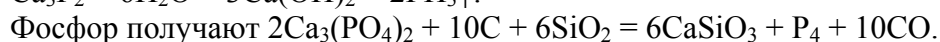
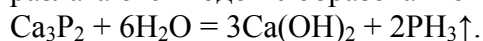


Азотная кислота реагирует и **с органическими веществами**, например, алканами, бензолом, толуолом, фенолом, глицерином, целлюлозой.

#### **Фосфор и его соединения.**

Для фосфора устойчива степень окисления +5, поэтому в природе встречается только в виде соединений: минерал апатит – фосфат кальция, фторапатит  $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ .

Фосфор имеет несколько аллотропных модификаций: белый  $P_4$  (молекулярная кристаллическая решетка, ядовит, легко плавится, летуч), красный (атомная кристаллическая решетка), черный (атомная кристаллическая решетка). При окислении белый фосфор светится в темноте – превращение химической энергии в световую. Красный и черный фосфор не летучи, не ядовиты, при нагревании возгоняются. Фосфор может быть окислителем и восстановителем, реагирует с металлами и неметаллами. Фосфиды легко разлагаются водой с образованием ядовитого газа с чесночным запахом фосфина



При изготовлении спичек на боковую поверхность спичечной коробки наносят смесь из красного фосфора, сульфида сурьмы (III), железного сурика (природного оксида железа (III) с примесью кварца) и клея. Головка спичек состоит из бертолетовой соли  $KClO_3$ , молотого стекла, серы и клея. При трении красный фосфор воспламеняется. При недостатке кислорода образуется  $P_2O_3$  ( $P_4O_6$ ), при избытке кислорода образуется  $P_2O_5$  ( $P_4O_{10}$ ).

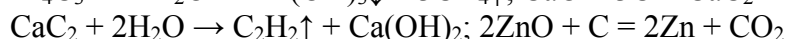
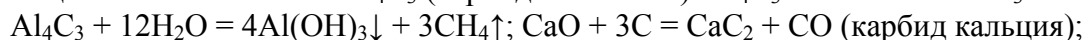
Фосфорные кислоты.  $HPO_3$  - метафосфорная кислота, которая при кипячении с избытком воды образует ортофосфорную кислоту  $HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$ . При нагревании ортофосфорная кислота переходит в дифосфорную кислоту  $2H_3PO_4 = H_4P_2O_7 + H_2O$ .

#### **Неметаллы IV A группы. Углерод и кремний.**

Аллотропные модификации углерода – алмаз, графит (атомные кристаллические решетки разного строения), карбин (в природе нет).

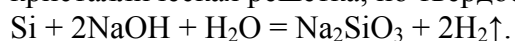
**Адсорбция** – свойство угля и других твердых или жидких веществ удерживать на своей поверхности пары, газы и растворенные вещества. Вещества, на поверхности которых происходит адсорбция, называют **адсорбентами**. Адсорбируемые вещества называют **адсорбатами**.

При высоких температурах углерод реагирует с металлами, неметаллами и сложными веществами.  $4Al + 3C = Al_4C_3$  (карбид алюминия).  $Al_4C_3 + 12HCl = 4AlCl_3 + 3CH_4 \uparrow$ ;



CO – оксид углерода (II) несолеобразующий оксид, восстановитель.  $CO_2$  кислотный оксид, может быть окислителем.

В природе кремний главным образом находится в виде оксида кремния (IV), который называют кремнеземом, и солей силикатов. У кремнезема атомная кристаллическая решетка. Кремний в реакциях может быть окислителем и восстановителем, реагирует с металлами, неметаллами и сложными веществами.  $Si + C = SiC$  (карбид кремния, карборунд атомная кристаллическая решетка, по твердости приближается к алмазу).



Оксид кремния (IV) – кислотный оксид, с водой не реагирует. Кремниевая кислота  $H_2SiO_3$  (условная формула) получается в виде белого студенистого осадка при действии на силикаты кислотой. В действительности осажденная кремниевая кислота – это смесь сплетенных друг с другом в рыхлые клубки молекул, в которых каждый атом кремния оказывается заключенным в тетраэдр из четырех атомов кислорода.  
 $HO-Si(OH)_2-O-Si(OH)_2-O-Si(OH)_2-O-Si(OH)_3$ . При слабом нагревании кремниевая кислота разлагается на оксид и воду.

	<b>Деятельность ученика</b>
	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.
<p>1. В каком ряду степень окисления хлора увеличивается: 1) <math>HCl-KCl-AgCl</math>; 2) <math>Cl_2O_7-HClO-HClO_4</math>; 3) <math>Cl_2-PCl_5-HCl</math>; 4) <math>Cl_2-KClO_3-KClO_4</math>?</p> <p>2. Какой неметалл может образовать кислоту состава <math>H_5EO_6</math>: 1) иод; 2) фтор; 3) селен; 4) азот?</p> <p>3. Водород является окислителем в реакции: 1) <math>2H_2 + O_2 = 2H_2O</math>; 2) <math>H_2 + Cl_2 = 2HCl</math>; 3) <math>Ca + H_2 = CaH_2</math>; 4) <math>CuO + H_2 = Cu + H_2O</math>.</p>	<p>1. В каком ряду степень окисления серы уменьшается: 1) <math>H_2S-H_2SO_3-H_2SO_4</math>; 2) <math>SO_2-SO_3-H_2SO_4</math>; 3) <math>H_2S-Na_2S-S</math>; 4) <math>H_2SO_4-SO_2-S</math>?</p> <p>2. Какой неметалл может образовать оксид состава <math>E_2O_5</math>: 1) фтор; 2) мышьяк; 3) углерод; 4) бор?</p> <p>3. Сера является восстановителем в реакции: 1) <math>S + 3F_2 = SF_6</math>; 2) <math>S + H_2 = H_2S</math>; 3) <math>S + Ca = CaS</math>; 4) <math>3S + 2Al = Al_2S_3</math>.</p>

### Задания второго уровня.

Второй уровень. Первый вариант.	Второй уровень. Второй вариант.
<p>1. Что общего у элементов кислорода и серы: 1) высшая степень окисления; 2) общая формула фторида; 3) число электронов в атоме; 4) общая формула водородного соединения?</p> <p>2. Низшая и высшая степени окисления фосфора равны, соответственно: 1) 0 и +5; 2) -1 и +7; 3) -3 и +3; 4) -3 и +5.</p> <p>3. Иод является восстановителем в реакции: 1) <math>Zn + 2HI = ZnI_2 + H_2</math>; 2) <math>I_2 + 3Cl_2 = 2ICl_3</math>; 3) <math>2Al + 3I_2 = 2AlI_3</math>; 4) <math>KI + AgNO_3 = AgI + KNO_3</math>.</p>	<p>1. Что общего у элементов углерода и азота: 1) высшая степень окисления; 2) формула высшего оксида; 3) кислотный характер высшего оксида; 4) число электронов в атоме?</p> <p>2. Низшая и высшая степени окисления селена соответственно равны: 1) 0 и +6; 2) 0 и +8; 3) -2 и +4; 4) -2 и +6.</p> <p>3. Иод является окислителем в реакции: 1) <math>2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2</math>; 2) <math>2Al + 3I_2 = 2AlI_3</math>; 3) <math>HI + AgNO_3 = AgI + HNO_3</math>; 4) <math>I_2 + 3Cl_2 = 2ICl_3</math>.</p>

### Задания третьего уровня.

Третий уровень. Первый вариант.	Третий уровень. Второй вариант.																				
<p>1. Установите соответствие между схемой ОВР и изменением степени окисления окислителя.</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 50%;">Схема реакции.</td> <td style="width: 50%;">Изменение степени окисления окислителя.</td> </tr> <tr> <td>А) <math>CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O</math></td> <td>1) <math>-1 \rightarrow -2</math>; 2) <math>0 \rightarrow -2</math></td> </tr> <tr> <td>Б) <math>HI + H_2O_2 \rightarrow I_2 + H_2O</math></td> <td>3) <math>+4 \rightarrow +2</math>; 4) <math>+4 \rightarrow +5</math></td> </tr> <tr> <td>В) <math>Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2</math></td> <td>5) <math>+5 \rightarrow +2</math></td> </tr> <tr> <td>Г) <math>NO_2 + C \rightarrow NO + CO_2</math></td> <td>6) <math>+5 \rightarrow +4</math></td> </tr> </table> <p>Ответ запишите в виде последовательности цифр без пробелов и дополнительных знаков. Цифры в ответе могут повторяться.</p>	Схема реакции.	Изменение степени окисления окислителя.	А) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$	1) $-1 \rightarrow -2$ ; 2) $0 \rightarrow -2$	Б) $HI + H_2O_2 \rightarrow I_2 + H_2O$	3) $+4 \rightarrow +2$ ; 4) $+4 \rightarrow +5$	В) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$	5) $+5 \rightarrow +2$	Г) $NO_2 + C \rightarrow NO + CO_2$	6) $+5 \rightarrow +4$	<p>1. Установите соответствие между схемой ОВР и изменением степени окисления окислителя.</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 50%;">Схема реакции.</td> <td style="width: 50%;">Изменение степени окисления окислителя.</td> </tr> <tr> <td>А) <math>Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + O_2</math></td> <td>1) <math>-1 \rightarrow -2</math></td> </tr> <tr> <td>Б) <math>H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO + H_2O</math></td> <td>2) <math>+5 \rightarrow +4</math></td> </tr> <tr> <td>В) <math>H_2S + H_2O_2 \rightarrow S + H_2O</math></td> <td>3) <math>0 \rightarrow -2</math>; 4) <math>+4 \rightarrow +5</math></td> </tr> <tr> <td>Г) <math>CO + O_2 \rightarrow CO_2</math></td> <td>5) <math>+4 \rightarrow +3</math>; 6) <math>+5 \rightarrow +2</math></td> </tr> </table> <p>Ответ запишите в виде последовательности цифр без пробелов и дополнительных знаков. Цифры в ответе могут повторяться.</p>	Схема реакции.	Изменение степени окисления окислителя.	А) $Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + O_2$	1) $-1 \rightarrow -2$	Б) $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO + H_2O$	2) $+5 \rightarrow +4$	В) $H_2S + H_2O_2 \rightarrow S + H_2O$	3) $0 \rightarrow -2$ ; 4) $+4 \rightarrow +5$	Г) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$	5) $+4 \rightarrow +3$ ; 6) $+5 \rightarrow +2$
Схема реакции.	Изменение степени окисления окислителя.																				
А) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$	1) $-1 \rightarrow -2$ ; 2) $0 \rightarrow -2$																				
Б) $HI + H_2O_2 \rightarrow I_2 + H_2O$	3) $+4 \rightarrow +2$ ; 4) $+4 \rightarrow +5$																				
В) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$	5) $+5 \rightarrow +2$																				
Г) $NO_2 + C \rightarrow NO + CO_2$	6) $+5 \rightarrow +4$																				
Схема реакции.	Изменение степени окисления окислителя.																				
А) $Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + O_2$	1) $-1 \rightarrow -2$																				
Б) $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO + H_2O$	2) $+5 \rightarrow +4$																				
В) $H_2S + H_2O_2 \rightarrow S + H_2O$	3) $0 \rightarrow -2$ ; 4) $+4 \rightarrow +5$																				
Г) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$	5) $+4 \rightarrow +3$ ; 6) $+5 \rightarrow +2$																				

<p>2. Составьте уравнение ОВР, используя метод электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.  <math>\text{H}_2\text{S} + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{S} + \dots + \dots</math></p> <p>3. Даны четыре вещества: оксид серы (VI), вода, концентрированная серная кислота и иодид калия. Напишите четыре уравнения реакции между этими веществами (не более одного уравнения на каждую пару веществ).</p>	<p>2. Составьте уравнение ОВР, используя метод электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.  <math>\text{As}_2\text{O}_3 + \dots + \dots \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2</math></p> <p>3. Даны вещества: <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> (р-р), <math>\text{Cl}_2</math> (газ), <math>\text{KOH}</math> (р-р), <math>\text{K}_2\text{SO}_3</math> (р-р). Напишите уравнения четырех возможных реакций между этими веществами (не больше одного уравнения на каждую пару веществ).</p>
---	---

*Домашнее задание.* Знать свойства неметаллов, их оксидов и гидроксидов. По желанию, выполнить карточку другого варианта или более сложного уровня, а так же нарисовать схему производства стекла.

**Вопросы для устного опроса по теме «Неметаллы».**

1. Где в ПСХЭ Д.И. Менделеева расположены неметаллы?
2. Особенности строения атомов неметаллов.
3. Дайте характеристику простому веществу кислороду.
4. Какие аллотропные видоизменения кислорода Вам известны?
5. Каков состав воздуха?
6. Что Вы знаете об озоне?
7. Какие элементы относят к галогенам?
8. Какие степени окисления может проявлять хлор?
9. Назовите реактив на галогенид-анионы.
10. Назовите состав хлорной извести. Где ее используют?
11. Хлорид, какого металла используют при приготовлении пищи?
12. Какая кислота входит в состав желудочного сока?
13. Какие галогены и их соединения используют в медицине?
14. Почему простое вещество хлор ядовито, а хлорид-анион не ядовит?
15. Как изменяется активность галогенов простых веществ? Как можно это доказать?
16. Каким образом изменяется сила галогеноводородных кислот?
17. Какие кислородсодержащие кислоты галогенов Вы знаете? Где используют их соли?
18. Какие элементы относят к халькогенам?
19. Какие аллотропные модификации серы Вы знаете?
20. Какие степени окисления может проявлять сера?
21. Охарактеризуйте сероводород по физическим и химическим свойствам.
22. Назовите ангидрид серной кислоты. Какие свойства он проявляет?
23. Какой продукт получается при горении серы? Какие свойства он проявляет?
24. Чем отличаются свойства разбавленной серной кислоты от свойств концентрированной?
25. Какие неметаллы расположены в V A группе?
26. Дайте характеристику простому веществу азоту.
27. Какие аллотропные модификации фосфора Вам известны?
28. В каком виде в природе встречается фосфор? Где используют соединения фосфора?
29. Какие свойства проявляет аммиак? Где его используют?
30. Какие кислородсодержащие кислоты азота Вы знаете? Что можете сказать о них?
31. Сравните свойства концентрированной азотной кислоты со свойствами разбавленной.
32. Где используют нитраты?
33. Какие неметаллы расположены в IV A группе?
34. Какие степени окисления характерны для углерода и кремния?
35. Какие аллотропные модификации углерода Вам известны?
36. Сравните по свойствам оксиды углерода.
37. Где используют карбонаты?
38. Дайте характеристику оксиду кремния (IV).
39. Сравните угольную и кремниевую кислоты. Где используют силикаты?