

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Авторы – составители:
Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СВОЙСТВА

Учебно-методическое пособие

Саратов
2015

УДК 546

Авторы-составители: Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

Неметаллы и их свойства. Учебно-методическое пособие. – Электронный ресурс. - 2015. - 35 с.

В пособии излагаются основные сведения, необходимые для изучения курса “Общая и неорганическая химия” в соответствии с программой лекционного курса, читаемого студентам Института химии по направлению подготовки «Техносферная безопасность». Характеристика неметаллов включает их классификацию, способы получения, свойства их простых и сложных веществ. В пособии представлено множество химических реакций, показывающих сходства и различия в свойствах элементов в зависимости от местоположения в периодической системе. Материал обобщен в наглядной табличной форме, удобной для усвоения студентами изучаемого материала. В конце пособия приведены вопросы и задания для самостоятельной подготовки.

Материал, изложенный в данном пособии, окажется полезным и студентам, изучающим химию в Институте химии и на нехимических факультетах университета.

Рекомендует

Кафедра общей и неорганической химии
Института химии СГУ

Рецензент

Доцент кафедры общей и неорганической химии
к.х.н Акмаева Т.А.

Неметаллы — химические элементы, атомы которых склонны присоединять электроны. Эта склонность связана с тем, что на внешнем энергетическом уровне находится от 4 до 7 электронов. Присоединяя необходимое число электронов, они принимают конфигурацию ближайшего благородного газа и превращаются в одноатомные анионы. Неметаллы играют исключительно важную роль в жизни человека. Все основные жизненные процессы связаны с кислородом, водородом и другими неметаллами. Кислород и кремний являются самыми распространенными элементами земной коры. Азот, кислород, сера, хлор, фосфор и фтор в огромных масштабах потребляются в мировой экономике. К биогенным, жизненно необходимым элементам относятся С, Н, N, O, S, P.

Физические и химические свойства неметаллов определяются их положением в периодической системе элементов.

Н $1s^1$ (2,10)					(H) $1s^1$ (2,10)	He $1s^2$ (5,50)
	B $2s^2 2p^1$ (2,01)	C $2s^2 2p^2$ (2,50)	N $2s^2 2p^3$ (3,07)	O $2s^2 2p^4$ (3,50)	F $2s^2 2p^5$ (4,10)	Ne $2s^2 2p^6$ (4,84)
		Si $3s^2 3p^2$ (1,80)	P $3s^2 3p^3$ (2,10)	S $3s^2 3p^4$ (2,60)	Cl $3s^2 3p^5$ (2,83)	Ar $3s^2 3p^6$ (3,20)
			As $4s^2 4p^3$ (2,20)	Se $4s^2 4p^4$ (2,48)	Br $4s^2 4p^5$ (2,74)	Kr $4s^2 4p^6$ (2,94)
				Te $5s^2 5p^4$ (2,01)	I $5s^2 5p^5$ (2,21)	Xe $5s^2 5p^6$ (2,40)
					At $6s^2 6p^5$ (1,90)	Rn $6s^2 6p^6$ (2,06)

Энергия ионизации увеличивается, а радиус атома уменьшается с увеличением порядкового номера элемента в периоде. В одной и той же

группе наблюдается обратная зависимость этих величин от порядкового номера элемента, что обуславливает увеличение окислительной способности элементов в периоде слева направо, а в группе снизу вверх. Наиболее сильными окислителями являются фтор, кислород, хлор и бром; преимущественно восстановительные свойства проявляют водород, бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк и теллур. Промежуточные окислительно-восстановительные свойства наиболее характерны для азота, серы и иода.

Шкала электроотрицательности неметаллов:

He, Ne, F, O, Ar, N, Kr, Cl, Br, S, C, Xe, Se, P, Si, I, As, H, Rn, Te, B, At

← уменьшение электроотрицательности элементов →

Для атома водорода характерна степень окисления +1 в соединениях с неметаллами и -1 в соединениях с металлами. Для элементов IVA – VIIA подгрупп высшие степени окисления равны номеру группы, отрицательные – числу неспаренных электронов. Для элементов подгруппы криптона (Kr, Xe, Rn) возможны только формально положительные четные степени окисления. Восстановительные свойства в группах сверху вниз усиливаются, а окислительные ослабевают. Окислителями и восстановителями являются соединения, в которых элементы находятся в неустойчивых (промежуточных) степенях окисления и в ходе реакции переходят в более устойчивые.

Неметаллы второго периода (кислород и фтор) имеют меньшее число степеней окисления (-1, 0 для фтора или -2, 0 для кислорода), чем их аналоги третьего и четвертого периодов. Например, хлор имеет степени окисления: -1, 0, +1, +3, +5, +7; сера: -2, 0, +4, +6. Это объясняется отсутствием d-орбиталей на втором энергетическом уровне.

Бор находится в левом углу треугольника неметаллов периодической системы. Его соседи слева (бериллий) и снизу (алюминий) обладают металлическими свойствами, и только сосед справа – углерод является неметаллом. Имея на внешнем электронном уровне 3 валентных электрона, бор может образовывать ковалентные соединения.

Имея небольшие размеры атомов и неподеленные пары электронов, неметаллы IV-VII групп периодической системы элементов входят в состав лигандов комплексных соединений, например, CO, CN⁻, NH₃, OH⁻, F⁻, Cl⁻, Br⁻, PO₄³⁻, CNS⁻.

Физические свойства неметаллов. Все простые вещества – неметаллы, при обычных условиях находятся либо в газообразном состоянии в молекулярной форме или в виде атомов (благородные газы), либо в твердом виде, лишь бром при обычных условиях – жидкость. Твердые неметаллы образуют либо огромные макромолекулы – кристаллы (например, углерод, кремний), либо относительно небольшие макромолекулы (B₁₂, S₈, P₄). Температуры кипения и плавления у неметаллов V-VIII групп возрастают при увеличении атомного номера в группе. У кремния и углерода закономерность обратная. Резко отличаются свойства азота и фосфора, кислорода и серы. Если N₂ и O₂ – газообразные вещества, молекулы которых имеют кратные связи, то простые соединения фосфора и серы – полимерные вещества. Наиболее устойчивы четырехатомные молекулы P₄ и S₈. Наблюдаемые отличия обусловлены появлением в третьем периоде свободного *d*-подуровня, способного участвовать в образовании химических связей.

Химическая активность неметаллов может быть охарактеризована с помощью величин: сродства к электрону и стандартного электродного потенциала.

По периоду слева направо и по группе снизу вверх происходит: увеличение энергии ионизации; энергии сродства к электрону; увеличение электроотрицательности; уменьшение радиуса атомов. Это обуславливает увеличение окислительной способности элементов в периоде слева направо, а в группе снизу вверх.

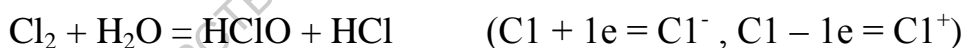
Напомним, что *сродство к электрону* характеризует процесс присоединения электронов в газовой фазе: Э + e = Э⁻. Способность присоединять электрон характеризуется значением энергии, которая

затрачивается или выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому в основном состоянии. Способность атома присоединять электроны тем больше, чем больше величина его сродства к электрону.

Стандартный электродный потенциал измеряется в водном растворе и представляет собой суммарную характеристику трех величин: энергии диссоциации, сродства к электрону и энергии гидратации.

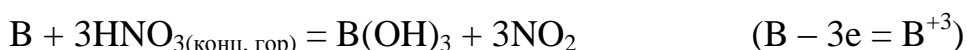
Чем больше сродство к электрону и чем положительнее электродный потенциал, тем активнее соответствующий неметалл. Наиболее сильными окислителями являются фтор и кислород, хлор и бром; преимущественно восстановительные свойства водород, бор, углерод, кремний. Промежуточные окислительно-восстановительные свойства имеют азот, сера и иод. Соответственно, кислород и галогены могут образовывать ионные соединения, а бор, углерод, водород, азот и фосфор – преимущественно ковалентные соединения. Благородные газы имеют мало соединений: ксенон образует термодинамически устойчивые фториды и неустойчивые оксиды и оксифториды.

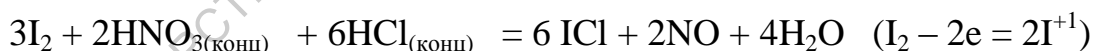
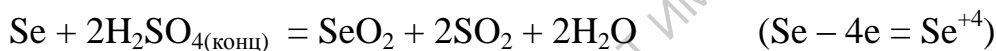
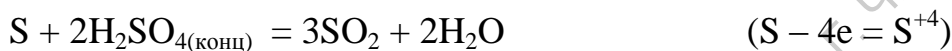
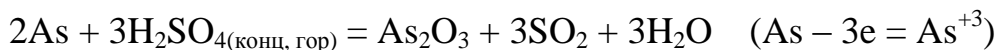
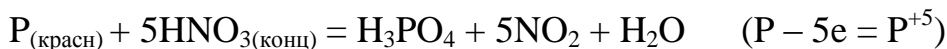
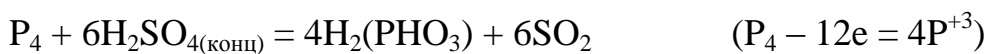
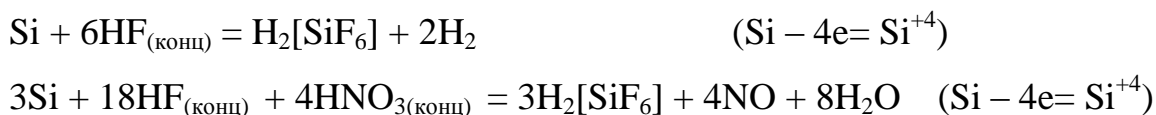
1. Отношение к воде:



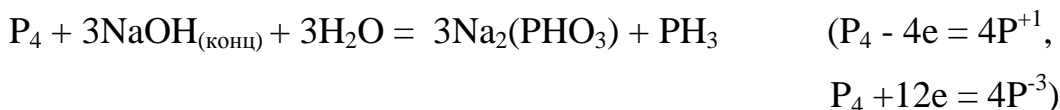
Остальные неметаллы взаимодействуют с парами воды при высоких температурах.

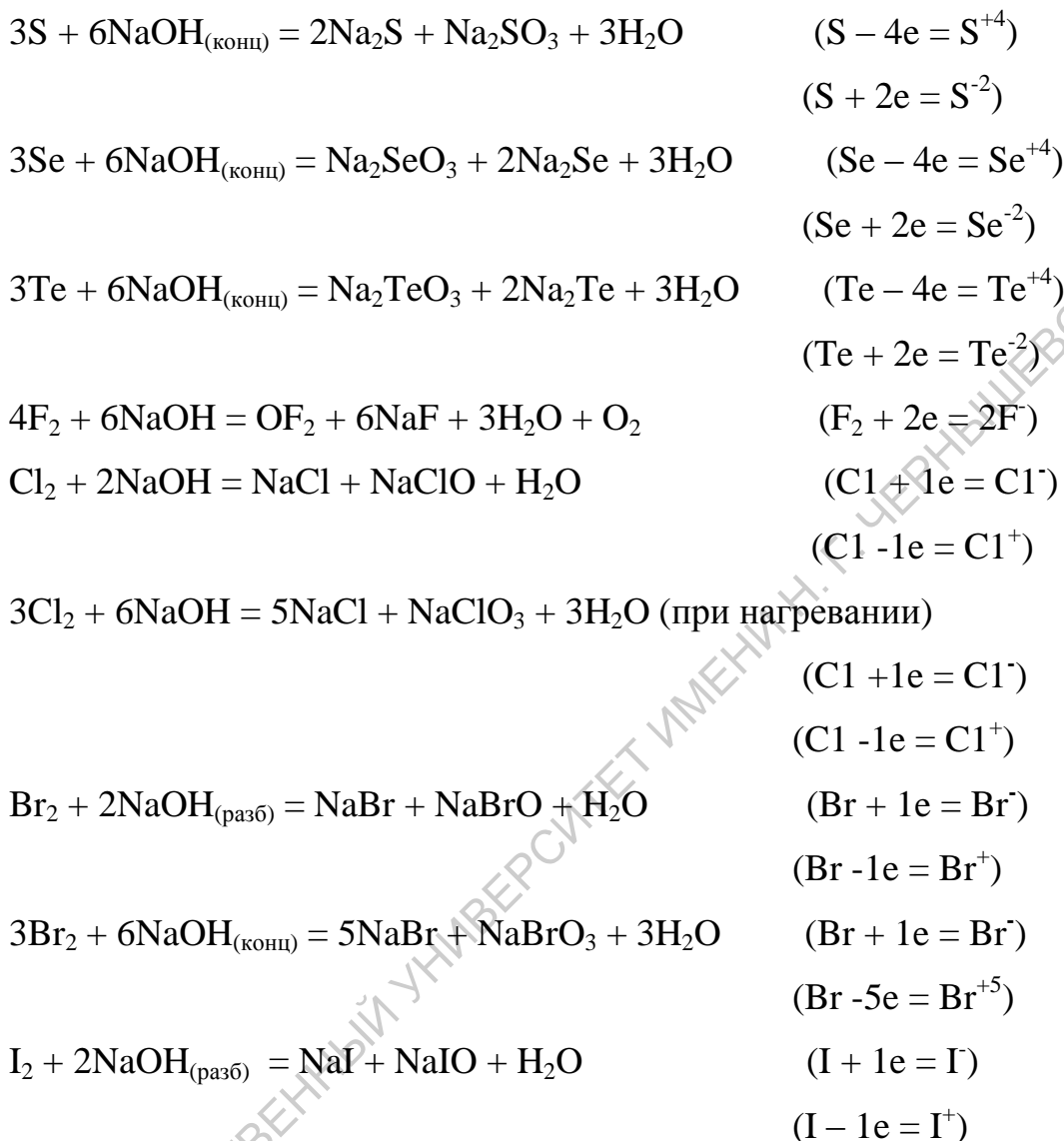
2. Отношение к кислотам:





3. Отношение к щелочам:





Как видно, все реакции являются окислительно-восстановительными.

Неметаллы способны реагировать как с металлами, так и с неметаллами. Более подробно с этим можно познакомиться при изучении химии элементов.

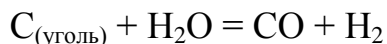
СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

Основным сырьем для промышленного получения *водорода* H_2 являются газообразные, жидкие и твердые горючие ископаемые и вода.

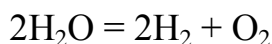
Конверсия метана с водяным паром:

$CH_4 + H_2O = CO + 3H_2$ (температура 700-800⁰С, катализатор никель, оксид алюминия)

Газификация твердого топлива (получение «водяного газа»):



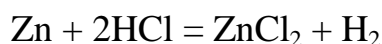
Электролиз воды в присутствии электролита:



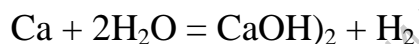
Электролиз разбавленных растворов хлоридов щелочных металлов:



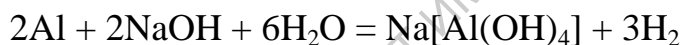
В лаборатории водород получают взаимодействием активных металлов с разбавленными растворами соляной или серной кислот:



Взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



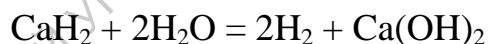
Взаимодействием амфотерных металлов со щелочами:



Взаимодействием кремния с раствором щелочи:

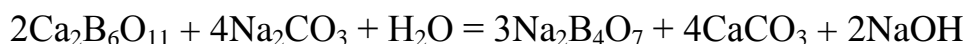


Действием воды на гидриды металлов:



Из минералов **бора** наиболее известны производные борных кислот – бораты. Бор находится в аморфном или кристаллическом состоянии в зависимости от условий синтеза. По твердости бор кристаллический не уступает алмазу. Бор применяют как полупроводниковый материал. Компонент коррозионностойких и жаропрочных покрытий, материалов для регулирующих устройств ядерных реакторов.

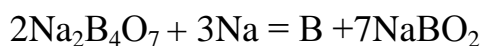
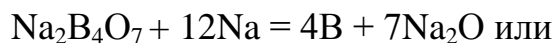
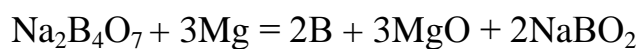
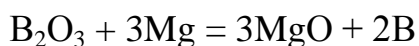
В промышленности аморфный бор получают из природных боратов, которые перерабатывают щелочным методом с выделением бора в форме буры:



При переработке кислотным способом в качестве конечного продукта получают ортоборную кислоту:



которую переводят в оксид B_2O_3 . Восстанавливая буру или борный ангидрид активными металлами, например Mg или Na, получают бор:



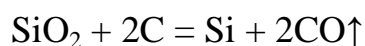
Кристаллический бор получают пиролизом летучего иодида бора BI_3 , термолизом или восстановлением бромида бора BBr_3 .

Углерод в природе встречается в виде простых веществ – алмаз, графит, аморфный углерод. При термическом разложении органических веществ образуется *сажа*, которая представляет собой тонкодисперсный аморфный углерод, используется в качестве наполнителя при получении резины и пластмасс, при получении типографских красок и т.д. Искусственный *графит* получают из сажи при прокаливании ($1500-2000^\circ C$); применяют для изготовления электродов, тиглей и прочего. Искусственные *алмазы* получают из графита при высоких температурах и давлении. Для получения *фуллеренов* графит испаряют в атмосфере гелия, воздействуя лазерным излучением. *Углерод* является основой органических соединений, следовательно – главным элементом живой материи. Углерод распространен в самых верхних слоях земной коры и в нижних слоях атмосферы, т.е. в тех областях, в которых протекают основные биологические процессы. По содержанию в земной коре углерод занимает 17-е место; его доля в живых организмах значительно выше, чем в среднем в неживой природе. В организме человека массой 70 кг содержится 16 кг углерода (22,9 мас. %), а в древесине содержание углерода 40%.

Кремний играет такую же важную роль в неорганическом мире, как углерод в органическом, так как большинство горных пород, образующих земную кору, состоит из силикатных материалов. По распространенности на Земле занимает второе место после кислорода. Кремний – биогенный элемент, он необходим для нормального роста и развития человека,

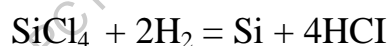
животных, растений и микроорганизмов. Кремний – полупроводник. Развитие производства полупроводниковых приборов и электроники создало для кремния важную сферу применения. Кремний используется в радиоэлектронике, телемеханике, телеуправлении, в электронной счетно-решающей технике, в устройствах, служащих для преобразования световой энергии в электрическую, в выпрямителях переменного тока и т.д. Полупроводниковые характеристики кремния зависят от присутствия в нем химических примесей и от наличия дефектов кристаллической решетки.

Самым распространенным природным соединением кремния является диоксид кремния SiO_2 (кремнезем). Он является основным сырьем для получения кремния. Кремний получают восстановлением SiO_2 углем, смешанным с железной рудой в электрических печах при температуре около $1900^\circ C$:

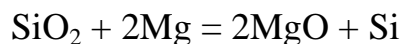


При этом кремний получается не чистым, а в виде сплава с железом – ферросилиция.

Чистый кремний, применяемый для изготовления полупроводниковых материалов, получают восстановлением $SiCl_4$ и $SiBr_4$ водородом или цинком, а также термическим разложением SiI_4 и SiH_4 на элементы:



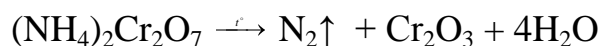
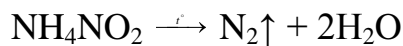
В лаборатории в качестве восстановителя кремнезема применяют магний:



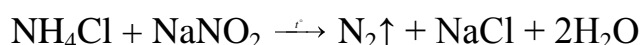
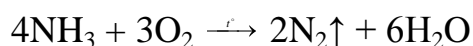
Наибольшая часть **азота** в свободном состоянии находится в атмосфере. В земной коре азот встречается в связанном состоянии, образуя три основных типа минералов, содержащих ионы CN^- , NO_3^- , NH_4^+ . Промышленное значение имеют натриевая и калиевая селитры ($NaNO_3$, KNO_3).

Азот входит в состав всех живых организмов (белки, нуклеиновые кислоты и др.), играет важную роль в регулировании биопроцессов.

В промышленности азот получают фракционной перегонкой жидкого воздуха, в лаборатории – термическим разложением некоторых солей:



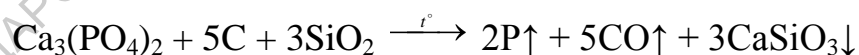
А также окислением аммиака и солей аммония:



Применение азота и его соединений разнообразно. Азот в основном используют для синтеза аммиака, который применяют в производстве азотной кислоты, солей аммония.

Фосфор более распространен в природе, чем азот. Основные фосфорсодержащие минералы – *фосфорит* и *апатит*, основой которых являются $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$ (X – F, Cl, OH), соответственно. Велико содержание фосфора в почвах, он необходим для растений. Фосфор является биогенным элементом, входит в состав белков и нуклеиновых кислот.

В промышленности фосфор получают методом вакуум-термического восстановления:

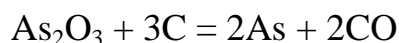


Фосфор в основном используют для получения фосфорной кислоты, в органическом синтезе, в производстве спичек.

В промышленности *мышьяк* получают при термической обработке арсенопирита:

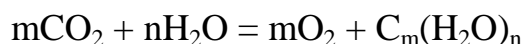


Если провести обжиг арсенопирита, то полученный оксид мышьяка восстанавливают:



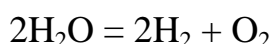
Обжиг арсенопирита происходит как побочный процесс в ходе переработки сульфидных полиметаллических руд, содержащих примесь мышьяка.

Кислород образуется в природе в процессе фотосинтеза:

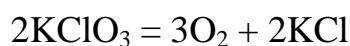


В промышленности кислород получают ректификацией жидкого воздуха (отделение от азота).

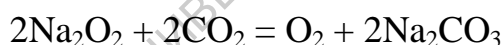
Электролизом воды:



В лабораторных условиях для получения кислорода используют разложение (окислительно-восстановительное) различных солей:



В замкнутых помещениях кислород получают (регенерация воздуха), используя пероксиды щелочных металлов:



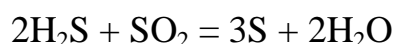
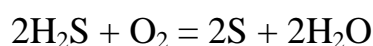
Кислород – сильный окислитель. Находит применение при обжиге различных минералов для получения оксидов металлов, которые подвергают восстановлению и получают свободные металлы.

Сера весьма распространенный на земле элемент. Общее содержание серы в земной коре составляет $\sim 4,2 \cdot 10^{-2}$ % по массе. В природе сера встречается как в самородном состоянии, так и в различных органических и неорганических соединениях. Основными природными соединениями являются сульфидные или сернистые руды (FeS_2 — *пирит*, HgS — *киноварь*, ZnS — *цинковая обманка*, Cu_2S — *халькозин*, PbS — *галенит* или свинцовый блеск и др.) и сульфатные или сернокислые руды ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *мирабилит* или глауберова соль, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — *гипс*, BaSO_4 — *тяжелый шпат* и др.). Соединения серы входят в состав горючих ископаемых (углей, нефти, природного газа), содержатся в морской воде и минеральных источниках. В растениях сера накапливается в листьях и стеблях. В живых

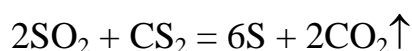
организмах входит в состав белков, липидов, некоторых витаминов и биорегуляторов.

Самородную серу очищают от примесей возгонкой или выплавляют перегретым водяным паром. Для получения серы также широко используются химические методы:

- окисление сероводорода:

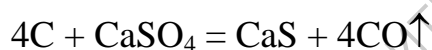


- восстановление сернистого газа:



Для получения серы из сульфатов используют следующие химические процессы:

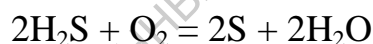
- сульфат кальция нагревают с коксом:



- на полученный сульфид кальция действуют углекислым газом и водой:



- выделяющийся сероводород окисляют кислородом воздуха:

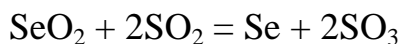


Ежегодное мировое потребление серы составляет около 20 млн. т. Почти половина добываемой серы идет на получение серной кислоты. Большое количество серы идет на вулканизацию каучука: каучук приобретает повышенную прочность и упругость. Серу используют в производстве спичек, пороха, пиротехнических составов.

Прием внутрь небольших количеств серы регулирует обмен веществ, способствует заживлению нарывов. Мелкодисперсная (осажденная) сера входит в состав ряда лечебных мазей, которые используют для лечения кожных покровов и волос.

Селен менее активен по сравнению с серой, взаимодействует с большинством металлов и неметаллов. В промышленности селен получают обжигом отходов сернокислотного, бумажно-целлюлозного производств.

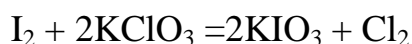
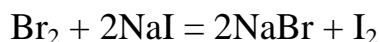
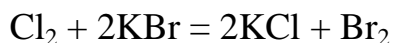
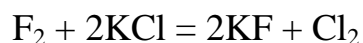
Анодных электролизных заводов, производящих медь. Образующийся оксид SeO_2 восстанавливают сернистым газом и подвергают очистке:



Серый селен используют для изготовления полупроводниковых диодов и фоторезисторов, как пигмент стекол, при вулканизации резины, катализатор в химических процессах. Аморфный селен – составная часть светочувствительного материала, используемого в приборах множительной копировальной техники и т.д. Селен относится к микроэлементам. Долгие годы считался ядом. Ядовитость больших доз селена не вызывает сомнений, но малые дозы селена жизненно *необходимы*. Селен укрепляет иммунную систему человека. Установлено противоопухолевое действие селена.

Теллур получают из шлаков производства меди; образующийся раствор Na_2TeO_3 в ходе электролиза восстанавливают до простого вещества, а затем подвергают очистке. Теллур применяют как при получении полупроводников, как легирующую добавку к чугунам и различным сплавам. Наличие избыточного количества теллура в организме приводит к ингибированию ферментов.

Окислительная активность **галогенов** последовательно уменьшается от фтора к астату. Этот эффект проявляется в способности более легких галогенов в виде простых веществ окислять галогенид-ион более тяжелых галогенов и в способности более тяжелых галогенов восстанавливать кислородные соединения более легких галогенов:

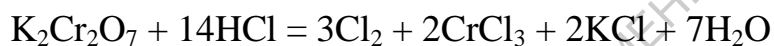
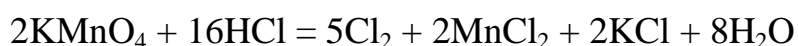


В природных соединениях галогены находятся в основном в виде отрицательно заряженных ионов, поэтому почти все способы получения галогенов в свободном состоянии сводятся к окислению их ионов с помощью сильных окислителей или действием электрического тока.

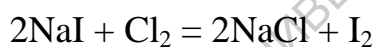
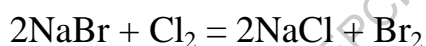
В промышленности фтор получают электролизом расплава фторида кальция.

Хлор получают в больших количествах путем электролиза водных растворов (или расплавов) хлоридов натрия и калия.

В лабораториях хлор получают действием различных окислителей на концентрированную соляную кислоту. Часто окислителями служат оксид марганца (IV) MnO_2 , хромат калия K_2CrO_4 , дихромат калия $K_2Cr_2O_7$, хлорат калия $KClO_3$, перманганат калия $KMnO_4$ и др.:



Бром и иод получают из бромидов или иодидов, действуя на них окислителями. Наиболее часто используют для этих целей хлор:



Мировое производство фтора измеряется тысячами тонн в год. Примерно половина этого количества расходуется на перевод урана в гексафторид UF_6 , который затем разделяют на изотопы. Фтор применяют для получения гексафторида серы SF_6 , фторорганических материалов: фторопластов, световодов для оптической электроники, высокотемпературных ионных проводников.

Ежегодно в мире производится ~ 50 млн. т хлора, который используется в качестве сильного и недорогого окислителя при отбеливании целлюлозы, в органическом синтезе, при обеззараживании питьевой воды, для получения красителей, фотоматериалов и лекарств. Бром является сырьем для синтеза броморганических веществ, бромоводорода, бромидов и броматов. Основное применение йода и его соединений связано с фармацевтической промышленностью, медициной и фотографией.

Промышленными источниками *благородных* газов являются воздух, горные породы и природные газы. *Гелий* извлекают из газовой смеси, поступающей из недр Земли. Если в этой смеси присутствует *неон*, то его сорбируют активированным углем с последующей очисткой. Остальные благородные газы, кроме *радона*, выделяют методом фракционной дистилляции жидкого воздуха. Источником радона являются препараты урана и радия.

Благородные газы используют для создания инертной атмосферы в процессах промышленного и лабораторного синтеза; заполнения баллонов ламп накаливания и рекламных разрядных трубок; консервирования продуктов.

Знать:

- электронную конфигурацию распространенных элементов-неметаллов;
- валентные возможности атомов-неметаллов с учетом положения элементов в периодической системе;
- алгоритм составления структурно-графических формул наиболее распространенных соединений неметаллов;
- типы химических связей между атомами в наиболее распространенных соединениях;
- принадлежность распространенных веществ, образуемых неметаллами, к определенному классу (оксиды, кислоты, соли);
- предсказывать проявление кислотно-основных свойств по формуле вещества;
- предсказывать проявление окислительно-восстановительных свойств по формуле вещества и степени окисления неметалла;

Уметь:

- записывать электронную конфигурацию атомов в основном и возбужденном состояниях; частиц в положительной и отрицательной степени окисления;

- предсказывать валентность распространенных неметаллических элементов по их положению в периодической системе;
- составлять структурно-графические формулы веществ;
- указывать тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома в бинарных соединениях;
- определять степени окисления в молекулах и ионах;
- указывать наличие или отсутствие у молекулы дипольного момента;
- описывать природу химических связей в молекуле по структурно-графической формуле, указывая наличие сигма- и пи-связей;
- предсказывать относительную полярность связей между атомами в молекуле;
- по формуле вещества определять принадлежность к определенному классу (оксиды, кислоты, гидроксиды, соли);
- предсказывать проявление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ;
- записывать уравнения реакций, характеризующие химические свойства простых веществ и их соединений;

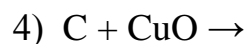
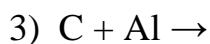
Проверить степень усвоения материала можно, решая тестовые задания:

1. Число неспаренных электронов в атоме углерода в основном состоянии?

1) 4	2) 2	3) 3	4) 1
------	------	------	------
2. В реакциях с какими веществами углерод является восстановителем?

1) HNO_3	2) CO_2	3) ZnO	4) H_2
-------------------	------------------	-----------------	-----------------
3. Используя метод электронного баланса, напишите уравнение и определите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме: $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц) $\rightarrow \dots + \dots + \dots$
4. Укажите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме: $\text{C} + \text{HNO}_3$ (конц) $\rightarrow \dots + \dots + \dots$
5. Углерод проявляет восстановительные свойства в схемах реакций:

1) $\text{C} + \text{H}_2 \rightarrow$	2) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$
--	--



6. Определите наименьшее общее кратное чисел отданных и принятых электронов для окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме: $C + KNO_3 \xrightarrow{t} K_2CO_3 + CO_2 + N_2$

7. Укажите число полностью заполненных подуровней в основном состоянии атома углерода:

1) 2

2) 3

3) 1

4) 4

8. Укажите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме: $C + Fe_2O_3 \xrightarrow{t} \dots + \dots$

9. Какие факторы позволяют сместить **вправо** равновесие процесса?



1) повышение давления

2) повышение температуры

3) понижение давления

4) увеличение концентрации CO_2

10. Чем различаются между собой графит и алмаз?

1) твёрдостью

2) электропроводимостью

3) кристаллической решёткой

4) типом гибридизации АО

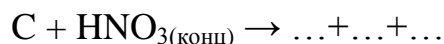
11. Для объяснения структуры какой аллотропной модификации углерода используется представление об sp^3 – гибридизации орбиталей?

1) карбина

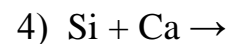
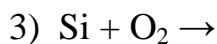
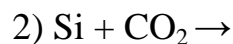
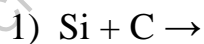
2) алмаза

3) графит

12. Укажите значение коэффициента при окислителе в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



13. Кремний проявляет свойства окислителя при взаимодействии:



14. Используя метод электронного баланса, определите сумму коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме: $Si + NaOH + H_2O \rightarrow \dots + \dots$

15. Общее число электронов в частице Si^{4-}

1) 14

2) 18

3) 10

4) 22

16. Электронная конфигурация кремния Si^{+2}

- 1) $\dots 3s^2 3p^2$ 2) $\dots 3s^2 3p^0$ 3) $\dots 3s^2 3p^6$ 4) $\dots 3s^2 3p^4$

17. Кремний проявляет восстановительные свойства при взаимодействии:

- 1) $\text{Si} + \text{C} \rightarrow$ 2) $\text{Si} + \text{O}_2 \rightarrow$ 3) $\text{Si} + \text{Mg} \rightarrow$ 4) $\text{Si} + \text{Cl}_2 \rightarrow$

18. Электронная конфигурация атома кремния в основном состоянии:

- 1) $\dots 3s^2 3p$ 2) $\dots 3s^2 3p^2$ 3) $\dots 3s 3p^4$ 4) $\dots 3s^2 3p^6$

19. Определите наименьшее общее кратное чисел отданных и принятых электронов для реакции, протекающей по схеме:



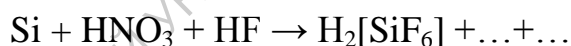
20. Электронная конфигурация кремния Si^{-4}

- 1) $\dots 3s^2 3p^2$ 2) $\dots 3s^2 3p^4$ 3) $\dots 3s^2 3p^6$ 4) $\dots 3s^2 3p^0$

21. В атоме кремния в основном состоянии имеется вакантных орбиталей:

- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 6

22. Определите сумму коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



23. Электронная конфигурация атома кремния в возбуждённом состоянии:

- 1) $\dots 3s^2 3p^2$ 2) $\dots 3s^1 3p^3$ 3) $\dots 3s^2 3p^3$ 4) $\dots 3s^2 3p^1 3d^1$

24. Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса, и определите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме: $\text{Si} + \text{H}_2\text{O} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots + \dots$

25. Число полностью заполненных подуровней в атоме кремния в основном состоянии:

- 1) 3 2) 4 3) 2 4) 5

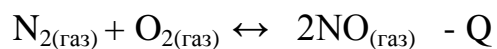
26. Какие утверждения справедливы для элементов подгруппы азота?

- 1) сверху вниз растёт радиус атома
- 2) все элементы являются неметаллами
- 3) формула высшего оксида всех элементов $\text{Э}_2\text{O}_5$
- 4) металлические свойства элементов снизу вверх уменьшаются

27. Как изменяется полярность связи N-Hal в ряду N-Cl, N-Br, N-I?

- 1) увеличивается 2) не изменяется 3) уменьшается

28. Какие факторы смещают равновесие процесса вправо?



- 1) повышение давления 2) повышение температуры
3) увеличение концентрации азота 4) уменьшение концентрации оксида

29. Какая молекула является наиболее прочной?

- 1) F₂ 2) O₂ 3) H₂ 4) N₂

30. Азот менее реакционноспособен, чем кислород, так как:

- 1) молекула азота имеет меньшую массу
2) атомы азота имеют меньший заряд ядра
3) азот не имеет аллотропных модификаций
4) атомы азота в молекуле связаны прочной тройной связью

31. Определите схемы реакций, в которых азот – окислитель:

- 1) N₂ + O₂ → 2) N₂ + Ca →
3) N₂ + H₂ → 4) N₂ + Li →

32. Какие утверждения справедливы для азота как вещества?

- 1) не имеет аллотропных модификаций
2) в природе находится только в свободном виде
3) высшая степень окисления атома азота (+5)
4) высшая валентность атома азота равна 4

33. Общее число электронов в частице N⁻³

- 1) 10 2) 7 3) 17 4) 14

34. Электронная конфигурация азота в степени окисления (-3):

- 1) ...2s²2p³ 2) ...2s²2p⁰ 3) ...2s²2p⁶ 4) ...2s²2p²

35. Как изменяется прочность связи P-Э в ряду: PF₃ – PCl₃ – PI₃ ?

- 1) уменьшается 2) возрастает 3) не изменяется

36. Определите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



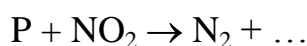
37. Электронная конфигурация фосфора P^{+5}

- 1) $\dots 3s^2 3p^3$ 2) $\dots 2s^2 2p^6$ 3) $\dots 3s^2 3p^6$ 4) $\dots 3s^2 3p^0$

38. Фосфор выступает восстановителем в реакции:

- 1) $P + Mg \rightarrow$ 2) $P + KClO_3 \rightarrow$
3) $P + Cl_2 \rightarrow$ 4) $P + HNO_3 \rightarrow$

39. Определите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



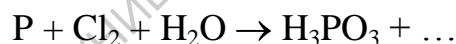
40. Определите сумму коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



41. Электронная конфигурация фосфора P^{-3}

- 1) $\dots 3s^2 3p^0$ 2) $\dots 3s^2 3p^3$ 3) $\dots 3s^2 3p^6$ 4) $\dots 3s^0 3p^0$

42. Определите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



43. Укажите реакции, в которых фосфор – окислитель:

- 1) $P + KClO_3 \rightarrow$ 2) $P + Cl_2 \rightarrow$
3) $P + Ca \rightarrow$ 4) $P + HNO_3 \rightarrow$

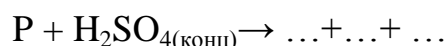
44. С какими веществами может реагировать фосфор?

- 1) Ca 2) Cl_2 3) $KClO_3$ 4) HNO_3

45. Общее число электронов в частице P^{-3} равно:

- 1) 15 2) 12 3) 18 4) 10

46. Определите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



47. Укажите возможные степени окисления фосфора:

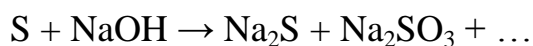
- 1) -4 2) -3 3) +5 4) +7

48. Определите сумму коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:

3) хорошо смачивается водой

4) в органическом растворителе лучше растворима, чем в воде

57. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите наименьшее общее кратное чисел отданных и принятых электронов для окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



58. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня иона S^{2-}

- 1) $\dots 3s^2 3p^2$ 2) $\dots 3s^2 3p^6$ 3) $\dots 4s^2 4p^6$ 4) $\dots 3s^2 3p^4$

59. Укажите схему процесса окисления:

- 1) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^+ + (\text{HS})^-$ 2) $(\text{HSO}_3)^- \rightarrow (\text{SO}_4)^{2-}$
3) $(\text{SO}_3)^{2-} \rightarrow (\text{SO}_4)^{2-}$ 4) $(\text{S})^2 \rightarrow \text{S}^0$

60. Укажите электронную конфигурацию внешнего электронного уровня серы в степени окисления +6:

- 1) $3s^2 3p^2$ 2) $3s^2 3p^6$ 3) $2s^2 2p^6$ 4) $3s^2 3p^0$

61. Атомы серы отличаются от атомов других элементов VI группы главной подгруппы:

- 1) массой 2) числом валентных электронов
3) зарядом ядра 4) числом энергетических уровней

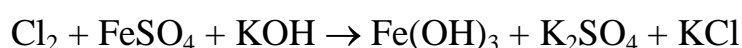
62. Какие утверждения неверны?

- 1) галогены в газообразном состоянии существуют в виде двухатомных молекул
2) галогены способны образовывать со щелочными металлами соединения типа $\text{Me}\Gamma$
3) галогены образуют ковалентную связь с водородом и углеродом
4) галогены обладают только окислительными свойствами

63. Какие степени окисления проявляет хлор в соединениях?

- 1) -1 2) -2 3) +3 4) +7

64. Определите наименьшее общее кратное чисел отданных и принятых электронов для реакции, протекающей по схеме:



- 1) 2 2) 3 3) 4 4) 6

65. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса для окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



и укажите сумму коэффициентов.

66. В каких процессах, схемы которых приведены ниже, атомы хлора являются и окислителями, и восстановителями?

- 1) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$ 2) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{\quad} \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$ 4) $\text{Cl}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Ca(OCl)}_2 + \text{H}_2\text{O}$

67. Какие вещества следует добавить к хлорной воде, чтобы равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ сместить влево (\leftarrow) ?

- 1) NaOH 2) NaCl 3) H₂SO₄ 4) AgNO₃

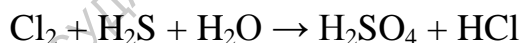
68. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите наименьшее общее кратное чисел отданных и принятых электронов для окислительно-восстановительного процесса, протекающего по схеме:



69. Как меняются неметаллические свойства в ряду: F₂ — Cl₂ — Br₂ — I₂

- 1) не меняются 2) усиливаются 3) уменьшаются

70. Определите наименьшее общее кратное чисел отданных и принятых электронов для реакции, протекающей по схеме:



- 1) 2 2) 4 3) 5 4) 8

71. Какой из галогенов проявляет наименьшую электроотрицательность?

- 1) фтор 2) хлор 3) бром 4) йод

72. Электронная конфигурация Cl⁺⁵

- 1) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶ 2) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁰
3) 1s²2s²2p⁶3s²3p² 4) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵

73. Какая из указанных молекул является наиболее прочной ?

- 1) Cl₂ 2) F₂ 3) Br₂ 4) I₂

74. Чем различаются между собой атомы хлора и брома?

83. Какие вещества в каждом ряду взаимодействуют со щелочью с образованием двух различных солей?

1) Br_2 , N_2 , P 2) I_2 , S, P 3) As, Se, Cl_2 4) C, O_2 , N_2

84. Какие вещества растворимы как в кислотах, так и в щелочах?

1) Br_2 , As, P 2) C, O_2 , N_2 3) F_2 , Se, Cl_2 4) I_2 , S, P

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ VII ГРУППЫ (ГАЛОГЕНОВ)

Период	Элемент	Основное / возбужденное состояние	Число неспаренных электронов	Основные типы гибридизации	Радиус атома, пм	Электроотрицательность	Окислительная способность	Степень окисления
2	F	$2s^2 2p^5$	1	-	71	4,10	Уменьшается от фтора к иоду	<u>-1</u> , 0
3	Cl	$3s^2 3p^5 3d^0$	1	sp^3, sp^3d, sp^3d^2	99	2,83		<u>-1</u> , 0, +1, +3, +5, +7
		возбужденное 1-е $3s^2 3p^4 3d^1$	3					
		2-е $3s^2 3p^3 3d^2$ 3-е $3s^1 3p^3 3d^3$	5 7					
4	Br	$4s^2 4p^5 4d^0$	1	sp^3, sp^3d, sp^3d^2	114	2,74		<u>-1</u> , 0, +1, +3, +5, +7
		возбужденное 1-е $4s^2 4p^4 4d^1$	3					
		2-е $4s^2 4p^3 4d^2$ 3-е $4s^1 4p^3 4d^3$	5 7					
5	I	$5s^2 5p^5 5d^0$	1	sp^3, sp^3d, sp^3d^2	133	2,21	<u>-1</u> , 0, +1, +3, +5, +7	
		возбужденное 1-е $5s^2 5p^4 5d^1$	3					
		2-е $5s^2 5p^3 5d^2$ 3-е $5s^1 5p^3 5d^3$	5 7					

СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Свойства	Фтор, F_2	Хлор, Cl_2	Бром, Br_2	Иод, I_2
Агрегатное состояние при $20^\circ C$, окраска	Газ, желтовато-зеленый	Газ, желто-зеленый	Жидкость (летучая), темно-красная	Твердый (летучий), серо-черный с металлическим блеском
Тип простого вещества (в твердом состоянии)	Молекулярная решетка	Молекулярная решетка	Молекулярная решетка	Молекулярная решетка
Водородные соединения	(HF)$_n$ Фтороводород. Бесцветный газ с удущающим запахом	HCl Хлороводород Бесцветный газ с резким запахом	HBr Бромоводород Бесцветный газ	HI иодоводород бесцветный газ
Водные растворы	Проявляют кислотные свойства. Сила кислот увеличивается по группе			
	Слабая $K = 6,2 \cdot 10^{-4}$	Сильная $K = 10^7$	Сильная $K = 10^9$	Сильная $K = 10^{11}$
Галогениды металлов				
Ионные	LiF	NaCl	KBr	KI
Полимерные	UF ₃	AlCl ₃	MgBr ₂	CaI ₂
Молекулярные	PF ₃	PCl ₃	PBr ₃	PI ₃
Оксиды (неустойчивы, достоверным можно считать существование 6 оксидов)	При взаимодействии с кислородом образуется <u>фторид кислорода</u> OF ₂ .	Cl ₂ O ClO ₂ Cl ₂ O ₇	Br ₂ O BrO ₂	I ₂ O ₅ наиболее устойчивый из всех оксидов галогенов

Кислотные гидроксиды	Вода горит в атмосфере фтора: $2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2$	$HCIO$, $K = 10^{-8}$ хлорноватистая, слабая $HCIO_2$, $K = 10^{-2}$ хлористая, слабая $HCIO_3$ хлорноватая $HCIO_4$ хлорная, сильная	$HBrO$, $K = 10^{-9}$ бромноватистая, слабая $HBrO_2$ бромистая, слабая $HBrO_3$, $K = 2,0 \cdot 10^{-1}$ бромноватая $HBrO_4$, $K = 10^8$ Бромная, сильная	$HIО$ $K = 10^{-11}$ иодноватистая, слабая $HIО_3$, $K = 1,7 \cdot 10^{-1}$ иодноватая $HIО_4$ Метаиодная H_5IO_6 , $K_1 = 2,45 \cdot 10^{-2}$ Ортоиодная, слабая
----------------------	---	--	---	---

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ VI ГРУППЫ (ХАЛЬКОГЕНОВ)

Период	Элемент	Основное/ возбужденное состояние	Число неспаренных электронов	Основные типы гибридизации	Радиус атома, пм	Электроотри- цательность	Окислительная способность	Степень окисления
2	O	$2s^2 2p^4$	2	sp, sp^2, sp^3	73	3,5	Уменьшается от кислорода к теллуру	<u>-2</u> , -1, 0, +2
3	S	$3s^2 3p^4 3d^0$ возбужденное 1-е $3s^2 3p^3 3d^1$ 2-е $3s^1 3p^3 3d^2$	2 4 6	sp^3, sp^3d, sp^3d^2	102	2,60		<u>-2</u> , 0, +4, <u>+6</u>
4	Se	$4s^2 4p^4 4d^0$ возбужденное 1-е $4s^2 4p^3 4d^1$ 2-е $4s^1 4p^3 4d^2$	2 4 6	sp^3, sp^3d, sp^3d^2	117	2,48		<u>-2</u> , 0, +4, <u>+6</u>

5	Te	$5s^25p^45d^0$ возбужденное 1-е $5s^25p^35d^1$ 2-е $5s^15p^35d^2$	2 4 6	sp^3, sp^3d, sp^3d^2	135	2,01	-2,0,+4,+6
---	-----------	--	-------------	------------------------	-----	------	------------

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХАЛЬКОГЕНОВ

	O	S	Se	Te
Простое вещество	Кислород O₂	Сера S (S₈)	Селен Se	Теллур Te
Агрегатное состояние при 20°C, окраска	Газ бесцветный	Твердая желтая	Твердый серый или красный	Твердый светло-серый
Водородные соединения	H₂O Вода	H₂S Сероводород, газ бесцветный, с неприятным запахом.	H₂Se Селеноводород, газ	H₂Te Теллуридоводород, газ
Водные растворы водородных соединений	-	Кислота слабая $K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$	Кислота слабая $K_1 = 1,3 \cdot 10^{-4}$	Кислота слабая $K_1 = 2,3 \cdot 10^{-3}$
Соединения металлами	оксиды	сульфиды	селениды	теллуриды
Оксиды	-	SO ₂ – кислотный SO ₃ – кислотный	SeO ₂ – кислотный SeO ₃ – кислотный	TeO ₂ – кислотный TeO ₃ – кислотный
Кислотные гидроксиды	-	SO ₂ · H ₂ O (H ₂ SO ₃) $K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ Сернистая, слабая H ₂ SO ₄ $K_1 = 10^3$ Серная, сильная	H ₂ SeO ₃ $K_1 = 1,8 \cdot 10^{-3}$ Селенистая, слабая H ₂ SeO ₄ $K_1 = 1 \cdot 10^3$ Селеновая, сильная	H ₂ TeO ₃ $K_1 = 2,7 \cdot 10^{-3}$ Теллуристая, слабая H ₆ TeO ₆ $K_1 = 2,45 \cdot 10^{-8}$ Ортотеллуридная, слабая

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ V ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Период	Элемент	Основное/ возбужденное состояние	Число неспаренных электронов	Основные типы гибридиза ции	Радиус атома, пм	Электро- отрица- тельность	Степень окисления	Окислительная способность
2	N	$2s^2 2p^3$	3	sp^2, sp^3	75	3,07	-3, -2, -1, <u>0</u> , +1, +2, +3, +4, +5	Уменьшается от азота к мышьяку
3	P	$3s^2 3p^3 3d^0$ возбужденное $3s^1 3p^3 3d^1$	3 5	$sp^3, sp^3 d,$ $sp^3 d^2$	110	2,10	-3, 0, +1, +3, + <u>5</u>	
4	As	$4s^2 4p^3 4d^0$ возбужденное $4s^1 4p^3 4d^1$	3 5	$sp^3, sp^3 d,$ $sp^3 d^2$	122	2,20	-3, 0, +3, + <u>5</u>	

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ V ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

	N	P	As
Простое вещество	Азот, N₂	Фосфор, P₄	Мышьяк, As
Агрегатное состояние при 20°C	Газ, бесцветный. Неметалл	Твердый, белый, красный, черный. Неметалл	Твердый, серый или желтый. Неметалл
Тип простого вещества (в твердом состоянии)	Молекулярная кристаллическая решетка	Белый фосфор (P ₄) молекулярное строение, красный и черный – неорганический полимер, характерна аллотропия	Атомная кристаллическая решетка, аллотропия

Соединения с металлами Солеобразные Ковалентные Металлоподобные	Нитриды Ca_3N_2 , Zn_3N_2 AlN , GaN ZrN , TiN	Фосфиды Na_3P , Mg_3P_2 , Zn_3P_2 AlP , AsP Ti_3P , CrP	Арсениды Ga_xAs_y
Водородные соединения	NH_3 Аммиак	PH_3 фосфин	AsH_3 арсин
	С водородом непосредственно реагирует только азот, водородные соединения других элементов получены косвенным путем. Летучие соединения, ядовитые газы с характерным запахом, проявляют сильные восстановительные свойства. В водных растворах не проявляют кислотных свойств. Растворимость в воде уменьшается, прочность молекул уменьшается, восстановительная способность увеличивается.		
Оксиды	N_2O -бесцветный газ, несолеобразующий NO – бесцветный газ, ядовит, несолеобразующий N_2O_3 – красно-бурый, газ, ядовит, неустойчив ($\text{NO} + \text{NO}_2$), NO_2 – бурый газ, ядовит, кислотный N_2O_5 -бесцветные кристаллы, летучие, ядовит, кислотный NO – единственный оксид азота, который может быть получен при непосредственном взаимодействии простых веществ; остальные – косвенным путем.	P_2O_3 (P_4O_6) - белые кристаллы, кислотный P_2O_5 (P_4O_{10}) – белый порошок, гигроскопичный кислотные	As_2O_3 – «белый мышьяк», белый порошок, гигроскопичный, легко сублимируется, кислотный с признаками амфотерности As_2O_5 – белый порошок, кислотный

Гидроксиды	HNO_2 , $K = 6,0 \cdot 10^{-4}$ азотистая кислота, слабая HNO_3 , $K = 4,36$ азотная кислота, сильная	H_3PO_3 , $K_1 = 1,6 \cdot 10^{-3}$ фосфористая кислота, слабая $(\text{HPO}_3)_3$, $K =$ метафосфорная H_3PO_4 , $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ ортофосфорная $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $K_1 = 1,2 \cdot 10^{-1}$ пирофосфорная	H_3AsO_3 , $K = 5,9 \cdot 10^{-10}$ ортомышьяковистая очень слабая H_3AsO_4 , $K_1 = 5,6 \cdot 10^{-3}$ мышьяковистая кислота, слабая
------------	--	---	--

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ IV ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Период	Элемент	основное/ возбужденное состояние	Число неспаренных электронов	Основные типы гиб- ридизации	Радиус атома, пм	Электро- отрица- тельность	Степень окисления	Восстановительная способность
2	C	$2s^2 2p^2$ возбужденное $2s^1 2p^3$	2 4	sp, sp^2, sp^3	77	2,50	-4, 0, +2, +4	Возрастает от углерода к кремнию
3	Si	$3s^2 3p^2 3d^0$ возбужденное $3s^1 3p^3 3d^0$	2 4	$sp^3, sp^3 d,$ $sp^3 d^2$	118	1,74	-4, 0, +2, +4	
Свойства			Углерод, C			Кремний, Si		
Агрегатное состояние при 20°C			твердый, неметалл			твердый, неметалл		
Тип простого вещества (в твердом состоянии)			атомная кристаллическая решетка, характерна аллотропия			атомная кристаллическая решетка, характерна аллотропия		
Водородные соединения			CH₄ , метан; углеводороды: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ – алканы, C_nH_{2n} – алкены, циклоалканы;			SiH₄ , силан, $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ – силаны (n=1-8), гомологический ряд		

	C_nH_{2n-2} – алкины, алкадиены; C_nH_{2n-6} – арены	
Ковалентные, малополярные газообразные вещества (или жидкости), плохо растворимы в воде. По ряду прочность молекул уменьшается, химическая активность увеличивается, восстановительная способность увеличивается. Прямой синтез из простых веществ возможен только в случае CH_4 в жестких условиях, SiH_4 получают косвенным путем.		
Соединения с металлами Солеобразующие металлоподобные	карбиды Al_4C_3 , CaC_2 CrC , Fe_3C , Mn_3C	силициды Mg_2Si , Ca_2Si $FeSi_2$, V_2Si
Оксиды	CO - газ, бесцветный несолеобразующий CO₂ - газ, бесцветный кислотный	SiO - твердый, несолеобразующий SiO₂ - твердый, кислотный
Гидроксиды	H_2CO_3 , $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ угольная кислота, слабая	$SiO_2 \cdot nH_2O$ образует золи и гели ($n < 2$) H_4SiO_4 - существует в истинных растворах, $K_1 = 10^{-10}$ кремниевые кислоты, слабые