

§1. Сера ($_{16}\text{S}$). Свойства простого вещества.

16 Sulfur

32,06

S Сера +16

Ar - 32,066

$[\text{Ne}]3s^23p^4$



Схема атома серы

Сера является шестнадцатым по химической распространенности элементом в земной коре. Встречается в свободном (самородном) состоянии и связанном виде.

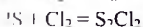
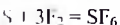
Высшие природные соединения серы: FeS_2 — железный колчедан или пирит, ZnS — цинковая обманка или сфалерит (вюрцит), PbS — свинцовый блеск или галенит, HgS — киноварь, Sb_2S_3 — антимонит. Кроме того, сера присутствует в нефти, природном угле, природных газах и сланцах. Сера — шестой элемент по содержанию в природных водах, встречается в основном в виде сульфат-иона и обуславливает «постоянную» жесткость пресной воды. Жизненно важный элемент для высших организмов, составная часть многих белков, концентрируется в волосах.

Сера существенно отличается от кислорода способностью образовывать устойчивые цепочки и циклы из атомов серы. Наиболее стабильны циклические молекулы S_8 , имеющие форму короны, образующие ромбическую и моноклинную серу. Это кристаллическая сера — хрупкое вещество желтого цвета. Кроме того, возможны молекулы с замкнутыми (S_4 , S_6) цепями и открытыми цепями. Такой состав имеет пластическая сера, вещество коричневого цвета, которая получается при резком охлаждении расплава серы. Формулу серы чаще всего записывают просто S , так как она, хотя и имеет молекулярную структуру, является смесью простых веществ с разными молекулами. В воде сера нерастворима, некоторые её модификации растворяются в органических растворителях, например сероуглероде, скипидаре. Повышение серы сопровождается заметным увеличением объема (примерно 15 %). Расплавленная сера представляет собой желтую легкоподвижную жидкость, которая выше 160°C превращается в очень вязкую темно-коричневую массу. Наибольшую вязкость расплав серы приобретает при температуре 190°C ; дальнейшее повышение температуры сопровождается уменьшением вязкости и выше 300°C расплавленная сера снова становится подвижной. Это связано с тем, что при нагревании серы она постепенно полимеризуется, увеличивая длину цепочки с повышением температуры. При нагревании серы выше 190°C полимерные звенья начинают рушиться. Сера может служить простейшим примером электрета. При трении сера приобретает сильный отрицательный заряд.

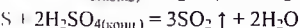
Серу применяют для производства серной кислоты, вулканизации каучука, как фунгицид в сельском хозяйстве и как сера коллоидная — лекарственный препарат. Также сера в составе серобитумных композиций применяется для получения сероасфальта, а в качестве заместителя портландцемента — для получения серобетона.

§2. Химические свойства серы

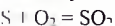
При комнатной температуре сера реагирует со фтором и хлором, проявляя восстановительные свойства:



С концентрированными кислотами-окислителями (HNO_3 , H_2SO_4) сера реагирует только при сильном нагревании, окисляясь:



На воздухе сера горит, образуя сернистый ангидрид — бесцветный газ с резким запахом:



С помощью спектрального анализа установлено, что на самом деле процесс окисления серы в двуокись представляет собой цепную реакцию и происходит с образованием ряда промежуточных продуктов: моноокиси серы S_2O_2 , молекулярной серы S_2 , свободных атомов серы S и свободных радикалов моноокиси серы SO .

При взаимодействии с металлами образует сульфиды. $2Na + S = Na_2S$

При добавлении к этим сульфидам серы образуются полисульфиды: $Na_2S + S = Na_2S_2$

При нагревании сера реагирует с углеродом, кремнием, фосфором, водородом:

$C + 2S = CS_2$ (сероуглерод)

Сера при нагревании растворяется в щелочах — реакция диспропорционирования

$3S + 6KOH = K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$

§3. Роль серы в организме

Сера — играет важную роль в организме человека. Она составляет 0.25% веса человеческого тела и является неременной составной частью клеток, тканей органов, нервной, костной и хрящевой ткани, а также волос, кожи и ногтей человека.

Сера участвует в обменных процессах в организме и способствует их нормализации: является составным элементом ряда аминокислот, витаминов, ферментов и гормонов (в том числе инсулина); играет важную роль поддержании кислородного баланса; улучшает работу нервной системы; стабилизирует уровень сахара в крови; повышает иммунитет; оказывает противоаллергическое воздействие.

Улучшают усвояемость серы такие элементы как фтор и железо, а такие как мышьяк, свинец, молибден, барий и селен наоборот ухудшают ее усвоение.

А еще сера...

- ☐ участвует в формировании хрящевой и костных тканей, улучшает работу суставов и связок
- ☐ влияет на состояние кожи, волос и ногтей (входит в состав коллагена, кератина и меланина)
- ☐ укрепляет мышечную ткань (особенно в период активного роста у детей и подростков)
- ☐ участвует в образовании некоторых витаминов и усиливает эффективность витамина B1, биотина, витамина B5 и липоевой кислоты
- ☐ оказывает ранозаживляющий и противовоспалительный эффект
- ☐ уменьшает суставные, мышечные боли и судороги
- ☐ способствует нейтрализации и вымыванию шлаков и токсинов из организма
- ☐ стабилизирует уровень сахара в крови

помогает печени выделять желчь

повышает устойчивость к радиоизлучению

Суточная потребность в сере взрослого здорового человека в сере составляет 4-6 г.

Симптомы дефицита и передозировки серы

Симптомы дефицита серы:

запоры

тусклость волос

ломкость ногтей

боли в суставах

тахикардия

аллергии

гипергликемия

выпадение волос

заболевания печени

Подтвержденная информация о токсичности серы, содержащейся в пищевых продуктах, в различных источниках отсутствует.

§4. Источники серы

Растительные

Капуста, лук, злаки, крупы, бобовые, горчица, хрен, крыжовник, виноград, яблоки, чеснок, спаржа, хлебобулочные изделия.

Животные

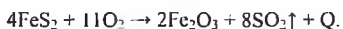
Постная говядина, рыба, куриные яйца, молоко и молочные изделия.

§5. Оксид серы(IV) (диоксид серы, сернистый газ, сернистый ангидрид)

SO_2 — в нормальных условиях представляет собой бесцветный газ с характерным резким запахом (запах загорающей спички). Под давлением сжижается при комнатной температуре. Растворяется в воде с образованием нестойкой сернистой кислоты: растворимость 11,5 г/100 г воды при 20 °C, снижается с ростом температуры. Растворяется также в этаноле, серной кислоте. SO_2 — один из основных компонентов вулканических газов.

Получение

Промышленный способ получения — сжигание серы или обжиг сульфидов, в основном — пирита:



В лабораторных условиях SO_2 получают воздействием сильных кислот на сульфиты и гидросульфиты:



Образующаяся сернистая кислота сразу разлагается на SO_2 и H_2O :



Также можно получить действием концентрированной серной кислоты на малоактивные металлы при нагревании:



Химические свойства SO_2

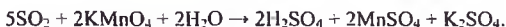
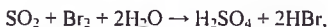
Относится к кислотным оксидам. Растворяется в воде с образованием сернистой кислоты (при обычных условиях реакция обратима):



Со щелочами образует сульфиты:

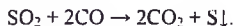


Химическая активность SO_2 весьма велика. Наиболее ярко выражены восстановительные свойства SO_2 , степень окисления серы в таких реакциях повышается:



Последняя реакция является качественной реакцией на сульфит-ион SO_3^{2-} и на SO_2 (обесцвечивание фиолетового раствора).

В присутствии сильных восстановителей SO_2 способен проявлять окислительные свойства. Например, для извлечения серы из отходящих газов металлургической промышленности используют восстановление SO_2 оксидом углерода(II):



Или для получения фосфорноватистой кислоты:



Применение

В пищевой промышленности диоксид серы используется как консервант и обозначается на этикетке под кодом **E220**.

Применяется он также и в качестве растворителя в лабораториях. При таковом его применении следует помнить о возможном содержании в SO_2 примесей в виде H_2O и SO_3 . Их удаляют пропуская через растворитель концентрированной H_2SO_4 : это лучше делать под вакуумом или в другой закрытой аппаратуре.

Физиологическое действие

Сернистый газ - SO_2 токсичен. Симптомы при отравлении сернистым газом — насморк, кашель, охриплость, першение в горле. При вдыхании сернистого газа более высокой концентрации — одышка, расстройство речи, затруднение глотания, рвота, возможен острый отёк лёгких.

ПДК(предельно допустимая концентрация) максимально-разового воздействия — $0,5 \text{ мг/м}^3$

§6. Оксид серы(VI) (*серный ангидрид, трёбкись серы, серный газ*)

SO_3 — высший оксид серы, тип химической связи: ковалентная полярная химическая связь. В обычных условиях легколетучая бесцветная жидкость с удушающим запахом. При температурах ниже $16,9^\circ\text{C}$ застывает с образованием смеси различных кристаллических модификаций твёрдого SO_3 .

Находящиеся в газовой фазе молекулы SO_3 имеют плоское тригональное строение с симметрией D_{3h} (угол $\text{OSO} = 120^\circ$, $d(\text{S-O}) = 141 \text{ п.м.}$) При переходе в жидкое и кристаллическое состояния образуются циклический тример и зигзагообразные цепп.



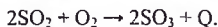
Пространственная модель молекулы- SO_3

Твёрдый SO_3 существует в α -, β -, γ - и δ -формах, с температурами плавления соответственно $16,8$, $32,5$, $62,3$ и 95°C и различающихся по форме кристаллов и степени полимеризации SO_3 . α -форма SO_3 состоит преимущественно из молекул тримера. Другие кристаллические формы сернистого ангидрида состоят из зигзагообразных цепей: изолированных у β - SO_3 , соединённых

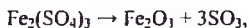
в плоские сетки у γ - SO_3 или в пространственные структуры у δ - SO_3 . При охлаждении из пара сначала образуется бесцветная, похожая на лёд, неустойчивая α -форма, которая постепенно переходит в присутствии влаги в устойчивую β -форму — белые «игольчатые» кристаллы, похожие на асбест. Обратный переход β -формы в α -форму возможен только через газообразное состояние SO_3 . Обе модификации на воздухе «дымят» (образуются капельки H_2SO_4) вследствие высокой гигроскопичности SO_3 . Взаимный переход и другие модификации протекает очень медленно. Разнообразие форм триоксида серы связано со способностью молекул SO_3 полимеризоваться благодаря образованию донорно-акцепторных связей. Полимерные структуры SO_3 легко переходят друг в друга, и твердый SO_3 обычно состоит из смеси различных форм, относительное содержание которых зависит от условий получения серного ангидрида.

Получение

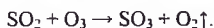
Получают, окисляя оксид серы(IV) кислородом воздуха при нагревании, в присутствии катализатора (V_2O_5 , Pt или Na_2VO_3):



Можно получить термическим разложением сульфатов:



или взаимодействием SO_2 с озоном:



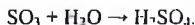
Для окисления SO_2 используют также NO_2 :



Эта реакция лежит в основе исторически первого, нитрозного способа получения серной кислоты.

Химические свойства

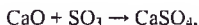
I. Кислотно-основные: SO_3 — типичный кислотный оксид, ангидрид серной кислоты. Его химическая активность достаточно велика. При взаимодействии с водой образует серную кислоту:



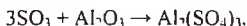
Взаимодействует с основаниями:



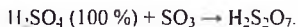
основными оксидами:



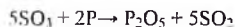
с амфотерными оксидами:



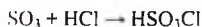
SO₃ растворяется в 100%-й серной кислоте, образуя олеум:



Окислительно-восстановительные: SO₃ характеризуется сильными окислительными свойствами, восстанавливается, обычно, до сернистого ангидрида:



При взаимодействии с хлороводородом образуется хлорсульфоновая кислота:



Также присоединяет хлор, образуя тионилхлорид:



Применение

Серниый ангидрид используют в основном в производстве серной кислоты.

Особенности работы

Поскольку при взаимодействии SO₃ и воды образуется едкая серная кислота, при работах с ним следует соблюдать особенную осторожность. Поэтому следует вливать тоненькой струйкой **КИСЛОТУ В ВОДУ**, непрерывно перемешивая раствор.

§7. Водородные соединения серы

Сероводорód (сернистый водород, сульфид водорода) — бесцветный газ с запахом тухлых яиц и сладковатым вкусом. Химическая формула — H₂S. Плохо растворим в воде, хорошо — в этаноле. Ядовит. При больших концентрациях разъедает металлы. Взрывчатая смесь с воздухом 4,5 — 45 %.

В природе встречается очень редко в виде смешанных веществ нефти и газа. Входит в состав вулканического пепла. Сероводород используют в лечебных целях, например, в сероводородных ваннах.

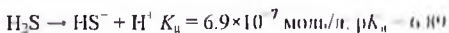
Свойства

Термически неустойчив (при температурах больше 400 °C разлагается на простые вещества — S и H₂). Молекула сероводорода имеет угловую форму, поэтому она полярна (μ = 0,41 · 10⁻²⁹ Кл·м). В отличие от молекул воды, атомы водорода в молекуле не образуют прочных водородных связей, поэтому сероводород является газом. Раствор сероводорода в воде — очень слабая сероводородная кислота.

Химические свойства

Собственная ионизация жидкого сероводорода ничтожно мала.

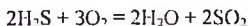
В воде сероводород мало растворим, водный раствор H_2S является очень слабой кислотой:



Реагирует с основаниями:



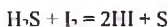
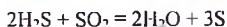
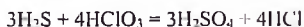
Сероводород — сильный восстановитель. На воздухе горит синим пламенем:



при недостатке кислорода:



Сероводород реагирует также со многими другими окислителями, при его окислении в растворах образуется свободная сера или SO_4^{2-} , например:



§8. Сульфиды

Соли сероводородной кислоты называют сульфидами. В воде хорошо растворимы только сульфиды щелочных металлов, бария и аммония. Сульфиды остальных металлов практически не растворимы в воде, они выпадают в осадок при внесении в растворы солей металлов раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Многие сульфиды ярко окрашены.

Для щелочных и щелочноземельных металлов известны также гидросульфиды MHS и $\text{M}^{2+}(\text{HS})_2$. Гидросульфиды Ca^{2+} и Sr^{2+} очень нестойки. Являются солями слабой кислоты, растворимые сульфиды подвергаются гидролизу. Гидролиз сульфидов, содержащих металлы в высоких степенях окисления Al_2S_3 , Cr_2S_3 и др.) часто проходит необратимо.

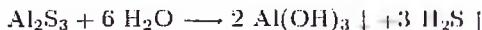
Многие природные сульфиды в виде минералов являются ценными рудами (пирит, халькопирит, киноварь).

Получение

- Взаимодействие разбавленных кислот на сульфиды:



- Взаимодействие сульфида алюминия с водой (эта реакция отличается чистотой полученного сероводорода):



Применение

Сероводород из-за своей токсичности находит ограниченное применение.

В аналитической химии сероводород и сероводородная вода используются как реагенты для осаждения тяжёлых металлов, сульфиды которых очень слабо растворимы.

В медицине — в составе природных и искусственных сероводородных ванн, а также в составе некоторых минеральных вод.

Сероводород применяют для получения серной кислоты, элементарной серы, сульфидов.

Используют в органическом синтезе для получения тиофена и меркаптанов.

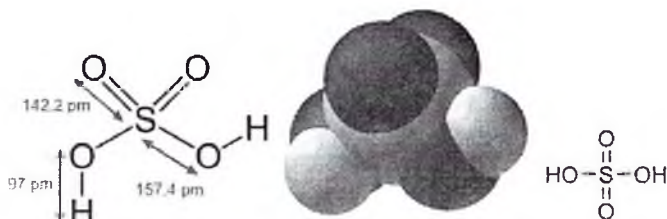
В последние годы рассматривается возможность использования сероводорода, накопленного в глубинах Чёрного моря, в качестве энергетического (сероводородная энергетика) и химического сырья.

Токсикология

Сероводород — очень токсичен. Вдыхание воздуха с содержанием сероводорода вызывает головокружение, головную боль, тошноту, а со значительной концентрацией приводит к коме, судорогам, отёку лёгких и даже к летальному исходу. При высокой концентрации однократное вдыхание может вызвать мгновенную смерть. При небольших концентрациях довольно быстро возникает адаптация к неприятному запаху «тухлых яиц», и он перестаёт ощущаться. Во рту возникает сладковатый металлический привкус.

При большой концентрации ввиду паралича обонятельного нерва запах сероводорода не ощущается.

§9. Серная кислота

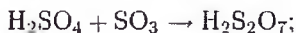


Серная кислота H_2SO_4 — сильная двухосновная кислота, отвечающая высшей степени окисления серы (+6). При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха. В технике серной кислотой называют её смеси как с водой, так и с серным ангидридом SO_3 . Если молярное отношение $\text{SO}_3:\text{H}_2\text{O} < 1$, то это водный раствор серной кислоты, если > 1 , — раствор SO_3 в серной кислоте (олеум).

Физические и физико-химические свойства

Очень сильная кислота, кипит, образуя азеотропную смесь (98,3 % H_2SO_4 и 1,7 % H_2O с температурой кипения 338,8°C). Смешивается с водой и SO_3 , во всех соотношениях. В водных растворах серная кислота практически полностью диссоциирует на H^+ , HSO_4^- и SO_4^{2-} . Образует гидраты $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, где $n = 1, 2, 3, 4$ и 6,5.

Олеум. Растворы серного ангидрида SO_3 в серной кислоте называются олеумом, они образуют два соединения $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$ и $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{SO}_3$. Олеум содержит также пиросерные кислоты, получающиеся по реакциям:



Температура кипения водных растворов серной кислоты повышается с ростом ее концентрации и достигает максимума при содержании 98,3 % H_2SO_4 .

Химические свойства

Серная кислота — довольно сильный окислитель, особенно при нагревании и в концентрированном виде: окисляет HI и частично HBr до свободных галогенов, углерод до CO_2 , S — до SO_2 , окисляет многие металлы (Cu , Hg и др.). При этом серная кислота восстанавливается до SO_2 , а наиболее сильными восстановителями — до S и H_2S . Концентрированная H_2SO_4 частично восстанавливается H_2 . Из-за чего не может применяться для его сушки. Разбавленная H_2SO_4 взаимодействует со всеми металлами, находящимися в электрохимическом ряду напряжений левее водорода с его выделением. Окислительные свойства для разбавленной H_2SO_4 нехарактерны. Серная кислота образует два ряда солей: средние — сульфаты и кислые — гидросульфаты, а также эфиры. Известны пероксомоносерная (или кислота Каро) H_2SO_5 и пероксодисерная $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ кислоты.

Применение

Серную кислоту применяют:

- в производстве минеральных удобрений;
- как электролит в свинцовых аккумуляторах;
- для получения различных минеральных кислот и солей;
- в производстве химических волокон, красителей, дымообразующих веществ и взрывчатых веществ;
- в нефтяной, металлообрабатывающей, текстильной, кожевенной и др. отраслях промышленности;
- в пищевой промышленности — зарегистрирована в качестве пищевой добавки **E513** (эмульгатор);
- в промышленном органическом синтезе в реакциях;

- гидратации (получение диэтилового эфира, сложных эфиров);
- гидратации (этанол из этилена);
- сульфирования (синтетические моющие средства и промежуточные продукты в производстве красителей);

Токсическое действие

Серная кислота и олеум — очень едкие вещества. Они поражают кожу, слизистые оболочки и дыхательные пути (вызывают химические ожоги). При вдыхании паров этих веществ могут возникнуть затруднение дыхания, кашель, нередко — ларингит, трахеит, бронхит и т. д. ПДК паров серной кислоты в воздухе рабочей зоны $1,0 \text{ мг/м}^3$, в атмосферном воздухе $0,3 \text{ мг/м}^3$ (максимальная разовая) и $0,1 \text{ мг/м}^3$ (среднесуточная). Поражающая концентрация паров серной кислоты $0,008 \text{ мг/л}$ (экспозиция 60 мин), смертельная $0,18 \text{ мг/л}$ (60 мин). Класс опасности II. Аэрозоль серной кислоты может образовываться в атмосфере в результате выбросов химических и металлургических производств, содержащих оксиды S, и выпадать в виде кислотных дождей.

Серная кислота известна с древности. Первое упоминание о кислых газах, получаемых при прокаливании квасцов или железного купороса «зеленого камня», встречается в сочинениях, приписываемых арабскому алхимику Джабир ибн Хайяну.

Первым в IX веке персидский алхимик Ар-Рази, прокаливая смесь железного и медного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), также получил раствор серной кислоты. Этот способ усовершенствовал европейский алхимик Альберт Магнус, живший в XIII веке.

В XV веке алхимики обнаружили, что серную кислоту можно получить, сжигая смесь серы и селитры, или из пирита — серного колчедана, более дешевого и распространенного сырья, чем сера. Таким способом получали серную кислоту на протяжении 300 лет, небольшими количествами в стеклянных ретортах. И только в середине 18 столетия, когда было установлено, что свинец не растворяется в серной кислоте, от стеклянной лабораторной посуды перешли к большим промышленным свинцовым камерам.

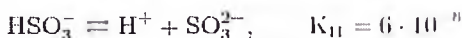
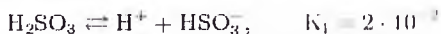
§10. Сернистая кислота

Сернистая кислота — неустойчивая двухосновная неорганическая кислота средней силы. Химическая формула H_2SO_3 .



Химические свойства

Кислота средней силы:



Существует лишь в разбавленных водных растворах (в свободном состоянии не выделяется):



Растворы H_2SO_3 всегда имеют резкий специфический запах (похожий на запах жгущейся спички), обусловленный наличием химически не связанного водной SO_2 .

Двухосновная кислота, образует два ряда солей: кислые — гидросульфиты (в недостатке щелочи);



и средние — сульфиты (в избытке щелочи):



Как и сернистый газ, сернистая кислота и её соли являются сильными восстановителями:



При взаимодействии с еще более сильными восстановителями может играть роль окислителя:



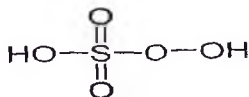
Качественная реакция на сульфит-ионы — обесцвечивание растворов перманганата калия:



Применение

Сернистая кислота и её соли применяют как восстановители, для белизны шерсти, шелка и других материалов, которые не выдерживают отбеливания с помощью сильных окислителей (хлора). Сернистую кислоту применяют при консервировании плодов и овощей. Гидросульфит кальция (сульфитный щелок, $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$) используют для переработки древесины в так называемую сульфитную целлюлозу (раствор гидросульфита кальция растворяет лигнин — вещество, связывающее волокна целлюлозы, в результате чего волокна отделяются друг от друга; обработанную таким образом древесину используют для получения бумаги).

Кислота Каро (*пероксомоносерная кислота, надсерная кислота*) — неорганическое соединение относящееся к классу надкислот.



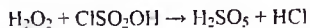
Внешний вид

Бесцветные кристаллы. Температура плавления 45 °С.

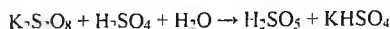
Открыта немецким химиком Генрихом Каро в конце XIX века.

Методы синтеза

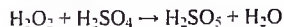
Реакция хлорсульфоновой кислоты и пероксида водорода:



Реакция персульфата калия и серной кислоты^{III}:



Реакцией концентрированных пероксида водорода и серной кислоты:



Реакции

Окисляет анилин до нитробензола.

Окисляет иодид-ион до иода.

С ацетоном дает перекись ацетона.

Применение

Пероксомоносерная кислота применяется для дезинфекции (например плавательных бассейнов), а ее щелочнометаллические соли применяются при дезинтификации древесины. Аммонийные, калийные и натриевые соли кислоты Каро применяются как инициаторы радикальной полимеризации, гравителы, почвоулучшители и для обесцвечивания масел. Пероксомоносульфат калия KOSO_5OOH используется как окислитель.

Токсикология и безопасность

Пероксомоносерная кислота является сильным окислителем, и в контакте с ней многие органические вещества воспламеняются.

Биология серы и ее соединений

Важнейшими серусодержащими органическими соединениями организма являются аминокислоты:



метионин $\text{CH}_3\text{-S-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-COOH}$



цистин $\text{HOOC-CH-CH}_2\text{-S-S-CH}_2\text{-CH-COOH}$



а также белки, в состав которых входит эти аминокислоты. Дисульфидная связь -S-S- , образующиеся между остатками этих аминокислот и молекулах белков, играют важнейшую роль в формировании пространственной структуры белковых молекул.

Сера входит в состав витамина B_{12} (тиамина), гормонов инсулина и др.

В результате окисления серосодержащих аминокислот образуется серная кислота, поэтому различные жидкости организма (например, моча) содержат значительные количества сульфат-ионов SO_4^{2-} .

§11. Кислород (O_2)

При нормальных условиях кислород — газ без цвета, вкуса и запаха. Он имеет массу 1,429 г. Немного тяжелее воздуха. Слабо растворимся в воде (4,9 мл/100г при 0°C , 2,09 мл/100г при 50°C) и спирте (2,78 мл/100г при 25°C). Хорошо растворяется в расплавленном серебре (22 объема O_2 в 1 объеме Ag при 961°C). Является парниковым газом.

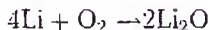
При нагревании газообразного кислорода происходит его обратимая диссоциация на атомы. Жидкий кислород (тем. кипения $-182,98^\circ\text{C}$) — бледно-голубоватая жидкость.

Твердый кислород (тем. плавления $-218,79^\circ\text{C}$) — синие кристаллы. В свободном виде элемент существует в двух аллотропных модификациях: O_2 и O_3 (озон).

Химические свойства

Сильный окислитель, взаимодействует практически со всеми элементами, образуя оксиды. Степень окисления -2 . Как правило, реакция окисления протекает с выделением тепла и ускоряется при повышении температуры.

Пример реакций, протекающих при комнатной температуре:



Окисляет соединения, которые содержат элементы с не максимальной степенью окисления:



Окисляет большинство органических соединений:



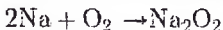
При определенных условиях можно провести мягкое окисление органического соединения:



Кислород не окисляет Аu и Pt, галогены и инертные газы.

Кислород образует пероксиды со степенью окисления -1 .

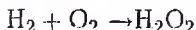
Например, пероксиды получают при сгорании щелочных металлов в кислороде:



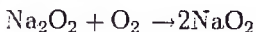
Некоторые оксиды поглощают кислород:



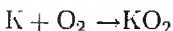
По теории горения, разработанной А. Н. Бахом и К. О. Энглером, окисление происходит в две стадии с образованием промежуточного пероксидного соединения. Это промежуточное соединение можно выделить, например, при охлаждении пламени горящего водорода льдом, наряду с водой, образуется перекись водорода:



Надпероксиды имеют степень окисления $-1/2$, то есть один электрон на два атома кислорода (ион O_2^-). Получают взаимодействием пероксидов с кислородом при повышенных давлениях и температуре:



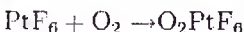
Калий К, рубидий Rb и цезий Cs реагируют с кислородом с образованием надпероксидов:



Озониды содержат ион O_3^- со степенью окисления $-1/3$. Получают действием озона на гидроксиды щелочных металлов:



Полн диоксигенил O_2^+ имеет степень окисления $+1/2$. Получают по реакции:



Фториды кислорода

- OF_2 степень окисления +2, получают пропусканием фтора через раствор щелочи:



- Монофторид кислорода (Диазидифторид), O_2F_2 , положительная степень окисления +1. Получают из смеси фтора с кислородом в жидком состоянии при температуре -196°C .

- Пропуская тлеющий разряд через смесь фтора с элементарным при определенных давлениях и температуре получают смеси высших фторидов кислорода O_3F_2 , O_4F_2 , O_5F_2 и O_6F_2 .

Кислород поддерживает процессы дыхания, горения, гниения.

Большинство органических компонентов организмов представляют собой кислородсодержащие органические соединения. Многие биологически важные вещества содержат функциональные группы, в состав которых входят атомы кислорода: гидроксильные OH^- , альдегидные $-\text{CHO}$, карбоксильные $-\text{COOH}$ и др. Атомы кислорода входят в состав пептидных $-\text{CO}-\text{NH}-$ и сложноэфирных связей $-\text{C}-\text{O}-$.



Огромную роль в процессах метаболизма играют свободный кислород O_2 , молекулярные ионы и нон-радикалы кислорода $\text{O}_2^{\cdot-}$ и $\text{O}_2^{\cdot+}$.

При обсуждении роли углерода и водорода уже упоминались другие неорганические соединения организма, в состав которых входит кислород: H_2O , H_2O_2 , CO , H_2CO и др. В жидкостях организма присутствуют также сложные кислородосодержащие ионы, как OH^- , HCO_3^- , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- и др.