

Информационные материалы к проекту «Бром»

Бром

Бром — элемент главной подгруппы седьмой группы четвертого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 35. Обозначается символом **Br**. Химически активный неметалл, относится к группе галогенов. Простое вещество **бром** при нормальных условиях — тяжёлая жидкость красно-бурого цвета с сильным неприятным запахом. Молекула брома двухатомна (формула Br₂).

История

Бром был открыт в 1826 году молодым преподавателем колледжа города Монпелье А. Ж. Баларом. Открытие Балара сделало его имя известным всему миру. Из одной популярной книги в другую кочует утверждение, что огорченный тем, что в открытии брома никому неизвестный Антуан Балар опередил самого Юстуса Либиха, Либих воскликнул, что, дескать, не Балар открыл бром, а бром открыл Балара. Однако это неправда, или, точнее, не совсем правда. Фраза-то была, но принадлежала она не Ю. Либиху, а Шарлю Жерару, который очень хотел, чтобы кафедру химии в Сорбонне занял Огюст Лоран, а не избранный на должность профессора А. Балар.

Происхождение названия

Название элемента происходит от др.-греч. βρῶμος — *зловоние*.

Нахождение в природе

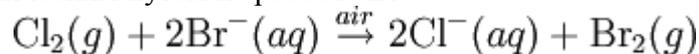
Кларк брома 1,6 г/т. Бром широко распространён в природе и в рассеянном состоянии встречается почти повсеместно. Почти все соединения брома растворимы в воде и поэтому легко выщелачиваются из горных пород. Как примесь, он есть в сотнях минералов. Но имеется лишь небольшое количество нерастворимых в воде минералов — галогенидов серебра и меди. Самый известный из них — бромаргирит AgBr. Другие минералы — йодобромит Ag(Br, Cl, I), эмболит Ag(Cl, Br). Собственных минералов брома мало еще и потому, что его ионный радиус очень большой и ион брома не может надежно закрепиться в кристаллической решетке других элементов, вместе с катионами средних размеров. В накоплении брома основную роль играют процессы испарения океанической воды, в результате чего он накапливается как в жидкой, так и в твёрдой фазах. Наибольшие концентрации отмечаются в конечных маточных рассолах. В горных породах бром присутствует главным образом в виде ионов, которые мигрируют вместе с грунтовыми водами. Часть земного брома связана в организмах растений в сложные и большей частью нерастворимые органические соединения. Некоторые растения активно накапливают бром. Это в первую очередь бобовые — горох, фасоль, чечевица, а также морские водоросли. В море сосредоточена большая часть брома. Есть он и в воде соленых озер, и в подземных водоносных пластах, сопутствующих месторождениям горючих ископаемых, а также калийных солей и каменной соли. Есть бром и в атмосфере, причем содержание этого элемента в воздухе приморских районов всегда больше, чем в районах с резко континентальным климатом.

В качестве исходного сырья для производства брома служат:

1. Морская вода (65 мг/л)
2. Рассолы соляных озёр
3. Щёлк калийных производств
4. Подземные воды нефтяных и газовых месторождений

Получение

Бром получают химическим путём из рассола Br⁻:



Физические свойства

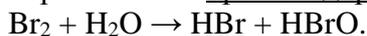
При обычных условиях бром — красно-бурая жидкость с резким неприятным запахом, ядовит, при соприкосновении с кожей образуются ожоги. Бром — одно из двух простых веществ, наряду со ртутью, которое при комнатной температуре является жидким. Плотность при 0°C — 3,19 г/см³. Температура плавления (затвердевания) брома –7,2°C, кипения 58,8°C, при кипении бром превращается из жидкости в буро-коричневые пары, при вдыхании раздражающие дыхательные пути. Стандартный электродный потенциал Br₂/Br⁻ в водном растворе равен +1,065 В.

Обычный бром состоит из изотопов ⁷⁹Br (50,56 %) и ⁸¹Br (49,44 %). Искусственно получены радиоактивные изотопы.

Химические свойства

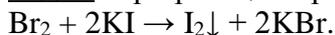
В свободном виде существует в виде двухатомных молекул Br₂. Заметная диссоциация молекул на атомы наблюдается при температуре 800 °С и быстро возрастает при дальнейшем росте температуры. Диаметр молекулы Br₂ равен 0,323 нм, межъядерное расстояние в этой молекуле — 0,228 нм.

Бром немного, но лучше других галогенов растворим в воде (3,58 г в 100 г воды при 20 °С), раствор называют бромной водой. В бромной воде протекает реакция с образованием бромоводородной и неустойчивой бромноватистой кислот:

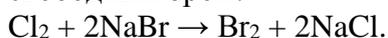


С большинством органических растворителей бром смешивается во всех отношениях, при этом часто происходит бромирование молекул органических растворителей.

По химической активности бром занимает промежуточное положение между хлором и йодом. При реакции брома с растворами иодидов выделяется свободный иод:



Напротив, при действии хлора на бромиды, находящиеся в водных растворах, выделяется свободный бром:



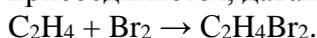
При реакции брома с серой образуется S₂Br₂, при реакции брома с фосфором — PBr₃ и PBr₅. Бром реагирует также с неметаллами селеном и теллуrom.

Реакция брома с водородом протекает при нагревании и приводит к образованию бромоводорода HBr. Раствор HBr в воде — это бромоводородная кислота, по силе близкая к соляной кислоте HCl. Соли бромоводородной кислоты — бромиды (NaBr, MgBr₂, AlBr₃ и др.). Качественная реакция на присутствие бромид-ионов в растворе — образование с ионами Ag⁺ светло-желтого осадка бромида серебра AgBr, практически нерастворимого в воде.

С кислородом и азотом бром непосредственно не реагирует. Бром образует большое число различных соединений с остальными галогенами. Например, со фтором бром образует неустойчивые BrF₃ и BrF₅, с иодом — IBr. При взаимодействии со многими металлами бром образует бромиды, например, AlBr₃, CuBr₂, MgBr₂ и др. Устойчивы к действию брома тантал и платина, в меньшей степени — серебро, титан и свинец.

Бром — сильный окислитель, он окисляет сульфит-ион до сульфата, нитрит-ион — до нитрата и т. д.

При взаимодействии с органическими соединениями, содержащими двойную связь, бром присоединяется, давая соответствующие дибромпроизводные:



Присоединяется бром и к органическим молекулам, в составе которых есть тройная связь. Обесцвечивание бромной воды при пропускании через нее газа или добавлении к ней жидкости свидетельствует о том, что в газе или в жидкости присутствует непредельное соединение.

При нагревании в присутствии катализатора бром реагирует с бензолом с образованием бромбензола C_6H_5Br (реакция замещения).

При взаимодействии брома с растворами щелочей и с растворами карбонатов натрия или калия образуются соответствующие бромиды и броматы, например:



Бромсодержащие кислоты

Помимо бескислородной бромоводородной кислоты HBr , бром образует ряд кислородных кислот: бромную $HBrO_4$, бромноватую $HBrO_3$, бромистую $HBrO_2$, бромноватистую $HBrO$.

Применение

В химии

- Вещества на основе брома широко применяются в основном органическом синтезе.

В технике

- Бромид серебра $AgBr$ применяется в фотографии как светочувствительное вещество.
- Используется для создания антипиренов — добавок, придающих пожароустойчивость пластикам, древесине, текстильным материалам.
- Пентафторид брома иногда используется как очень мощный окислитель ракетного топлива.
- 1,2-дибромэтан в настоящее время применяют как антидетонирующую добавку в моторном топливе, взамен тетраэтилсвинца.
- Растворы бромидов используются в нефтедобыче.

В медицине

- В медицине бромид натрия и бромид калия применяют как успокаивающие средства.

В производстве оружия

Со времен Первой Мировой войны бром используется для производства боевых отравляющих веществ.

Физиологическое действие

Уже при содержании брома в воздухе в концентрации около 0,001 % (по объёму) наблюдается раздражение слизистых оболочек, головокружение, а  при более высоких концентрациях — спазмы дыхательных путей, удушье. ПДК паров брома 0,5 мг/м³. При попадании в организм токсическая доза составляет 3 г, летальная — от 35 г. При отравлении парами брома пострадавшего нужно немедленно вывести на свежий воздух; для восстановления дыхания можно на небольшое время пользоваться тампоном, смоченным нашатырным спиртом, на короткое время периодически поднося его к носу пострадавшего. Дальнейшее лечение должно проводиться под наблюдением врача. Жидкий бром при попадании на кожу вызывает болезненные и долго не заживающие ожоги.

Особенности работы

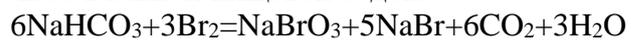
При работе с бромом следует пользоваться защитной спецодеждой, противогазом, специальными перчатками. Из-за высокой химической активности и токсичности, как паров брома, так и жидкого брома его следует хранить в стеклянной, плотно закупоренной толстостенной посуде. Слянки с бромом располагают в ёмкостях с песком, который предохраняет склянки от разрушения при встряхивании. Из-за высокой плотности брома склянки с ним ни в коем случае нельзя брать только за горло (горло может оторваться, и тогда бром окажется на полу).

Для нейтрализации пролитого брома поверхность с ним надо залить раствором сульфита натрия Na_2SO_3 .

По реакции, указанной выше, целесообразно посыпать карбонатом натрия:



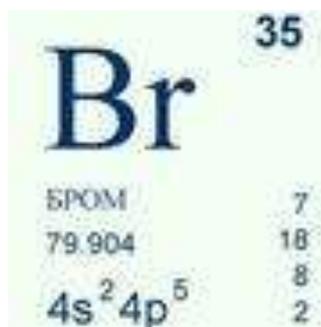
либо влажной пищевой содой:



Мифы и легенды

Существует широко распространенная легенда о том, что в армии будто бы добавляют бром в еду для снижения полового влечения. Этот миф не имеет под собой никаких оснований — влечение успешно снижают физические нагрузки, а действительно добавляемые в еду добавки чаще всего оказываются аскорбиновой кислотой для предотвращения авитаминоза. К тому же, препараты брома соленые на вкус и не влияют ни на влечение, ни на потенцию. Они обладают снотворным и успокаивающим эффектом.

Приложение 2.
Иллюстрации к информационному проекту «Бром»



Информационные материалы к проекту «Йод»

Йод

Йод, **йод** (от др.-греч. $\acute{\iota}\acute{o}\delta\eta\varsigma$ — «фиалковый (фиолетовый)») — элемент главной подгруппы седьмой группы, пятого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 53. Обозначается символом **I** (лат. *Iodum*). Химически активный неметалл, относится к группе галогенов.

Простое вещество йод при нормальных условиях — кристаллы чёрно-серого цвета с фиолетовым металлическим блеском, легко образует фиолетовые пары, обладающие резким запахом. Молекула вещества двухатомна (формула I_2).

В медицине и биологии данное вещество обычно называют **йодом** (например «раствор йода»), в таблице Менделеева и химической литературе употребляется название **йод**.

История

Йод был открыт в 1811 г. Куртуа в золе морских водорослей, а с 1815 г. Гей-Люссак стал рассматривать его как химический элемент.

Символ элемента J был заменен на **I** относительно недавно, в 50-х годах XX века.

Нахождение в природе

Йод — элемент редкий. Его кларк всего 400 мг/т. Но у йода есть одна особенность — крайняя рассеянность в природе. Будучи далеко не самым распространенным элементом, йод присутствует практически везде. Находится в виде йодидов в морской воде (20 — 30 мг на тонну морской воды). Присутствует в живых организмах, больше всего в водорослях (5 кг на тонну высушенной морской капусты (ламинарии)). Известен в природе также в свободной форме, в качестве минерала, но такие находки единичны, — в термальных источниках Везувия и на о. Вулькано (Италия). Запасы природных йодидов оцениваются в 15 млн тонн, 99 % запасов находятся в Чили и Японии. В настоящее время в этих странах ведётся интенсивная добыча йода, например, чилийская *Atacama Minerals* производит свыше 720 тонн йода в год. Наиболее известный из минералов йода — лаутарит $Ca(IO_3)_2$. Некоторые другие минералы йода — йодобромит $Ag(Br, Cl, I)$, эмболит $Ag(Cl, Br)$, майерсит $CuI \cdot 4AgI$.

Сырьём для промышленного получения йода в России служат нефтяные буровые воды, тогда как в зарубежных странах, не обладающих нефтяными месторождениями, используются морские водоросли, а также маточные растворы чилийской (натриевой) селитры, щёлок калийных и селитряных производств, что намного удорожает производство йода из такого сырья.

Физические свойства

Природный йод состоит только из одного нуклида — йода-127. Конфигурация внешнего электронного слоя $5s^2p^5$. В соединениях проявляет степени окисления $-1, 0, +1, +3, +5$ и $+7$ (валентности I, III, V и VII).

Радиус нейтрального атома йода 0,136 нм, ионные радиусы I^- , I^{5+} и I^{7+} равны, соответственно, 0,206; 0,058-0,109; 0,056-0,067 нм. Энергии последовательной ионизации нейтрального атома йода равны, соответственно, 10,45; 19,10; 33 эВ. Сродство к электрону $-3,08$ эВ. По шкале Полинга электроотрицательность йода 2,66, йод принадлежит к числу неметаллов.

Йод при обычных условиях — твердое черно-серое вещество с металлическим блеском и специфическим запахом. Пары имеют характерный фиолетовый цвет, так же, как и растворы в неполярных органических растворителях, например в бензоле — в отличие от

бурого раствора в полярном спирте. Иод при комнатной температуре представляет собой темно-фиолетовые кристаллы со слабым блеском. При нагревании при атмосферном давлении он сублимируется (возгоняется), превращаясь в пары фиолетового цвета; при охлаждении пары иода кристаллизуются, минуя жидкое состояние. Этим пользуются на практике для очистки иода от нелетучих примесей.

Химические свойства

Иод образует ряд кислот: иодоводородную (HI), иодноватистую (HIO), иодистую (HIO₂), иодноватую (HIO₃), иодную (HIO₄).

Химически иод довольно активен, хотя и в меньшей степени, чем хлор и бром.

- С металлами иод при легком нагревании энергично взаимодействует, образуя иодиды:
$$\text{Hg} + \text{I}_2 = \text{HgI}_2$$
- С водородом иод реагирует только при нагревании и не полностью, образуя иодоводород:
$$\text{I}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HI}$$
- Элементный иод — окислитель, менее сильный, чем хлор и бром. Сероводород H₂S, Na₂S₂O₃ и другие восстановители восстанавливают его до иона I⁻:
$$\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + 2\text{HI}$$
- При растворении в воде иод частично реагирует с ней:
$$\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HI} + \text{HIO}$$

Применение

- **В медицине**

5-процентный спиртовой раствор йода используется для дезинфекции кожи вокруг повреждения (рваной, резаной или иной раны), но не для приёма внутрь при дефиците йода в организме. Продукты присоединения йода к крахмалу, другим ВМС (т. н. «Синий йод» — Йодиол, Йокс, Бетадин и др.) являются более мягкими антисептиками.

Широко рекламируется в альтернативной (неофициальной) медицине, однако его использование без назначения врача в основном мало обосновано и нередко сопровождается различными рекламными заявлениями.

В качестве антисептика применяется всё реже и реже, наряду со спиртовым раствором иода используется Зелёнка, Фукорцин, Пиоктанин, растворы перекиси водорода и др.

- **В технике**

Источники света

- Иодная лампа

Производство аккумуляторов

Иод используется в качестве положительного электрода (окислителя) в литиево-иодных аккумуляторах для электромобилей.

Лазерный термоядерный синтез

Некоторые иодорганические соединения применяются для производства сверхмощных газовых лазеров на возбужденных атомах иода (исследования в области лазерного термоядерного синтеза и промышленность).

Радиоэлектронная промышленность

В последние годы резко повысился спрос на иод со стороны производителей жидкокристаллических дисплеев.

Динамика потребления иода

Мировое потребление иода в 2005 составило 25,5 тыс. тонн

Биологическая роль

Иод относится к микроэлементам и присутствует во всех живых организмах. Его содержание в растениях зависит от присутствия его соединений в почве и водах.

Некоторые морские водоросли (морская капуста, или ламинария, фукус и другие) накапливают до 1 % йода. Йод входит в скелетный белок губок и скелетопротеинов морских многощетинковых червей.

Йод и щитовидная железа

У животных и человека йод входит в состав так называемых тиреоидных гормонов, вырабатываемых щитовидной железой — тироксина и трийодтиронина, оказывающих многостороннее воздействие на рост, развитие и обмен веществ организма.

В организме человека (масса тела 70 кг) содержится 12-20 мг йода, суточная потребность в йоде составляет около 0,2 мг (200 мкг). Отсутствие или недостаток йода в рационе (что типично для некоторых местностей) приводит к заболеваниям (эндемический зоб, кретинизм, гипотиреоз). В связи с этим к поваренной соли, поступающей в продажу в местностях с естественным геохимическим дефицитом йода, с профилактической целью добавляют иодид калия, иодид натрия или йодат калия (йодированная соль).

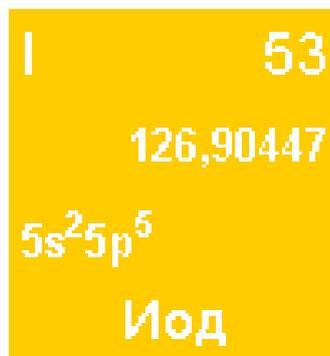
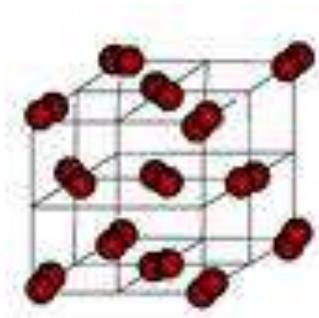
Недостаток йода приводит к заболеваниям щитовидной железы (например, к базедовой болезни, кретинизму) Так же при небольшом недостатке йода отмечается усталость, головная боль, подавленное настроение, природная лень, нервозность и раздражительность; слабеет память и интеллект. Со временем появляется аритмия, повышается артериальное давление, падает уровень гемоглобина в крови.



ТОКСИЧНОСТЬ

Йод — токсичное вещество. Смертельная доза 2-3 г. Вызывает поражение почек и сердечно-сосудистой системы. При вдыхании паров йода появляется головная боль, кашель, насморк, может быть отёк лёгких. При попадании на слизистую оболочку глаз появляется слезотечение, боль в глазах и покраснение. При попадании внутрь появляется общая слабость, головная боль, повышение температуры, рвота, понос, бурый налёт на языке, боли в сердце и учащение пульса. Через день появляется кровь в моче. Через 2 дня появляются почечная недостаточность и миокардит. Без лечения наступает летальный исход. ПДК йода в воде 0,125мг/дм. куб., в воздухе 1мг/м. куб.

Приложение 4.
Иллюстрации к информационному проекту «Йод»



Информационные материалы к проекту «Фтор»

Фтор

Фтор — элемент главной подгруппы седьмой группы, второго периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 9. Обозначается символом **F** (лат. *Fluorum*). Фтор — чрезвычайно химически активный неметалл и самый сильный окислитель, является самым лёгким элементом из группы галогенов. Простое вещество фтор при нормальных условиях — двухатомный газ (формула F_2) бледно-жёлтого цвета с резким запахом, напоминающим озон или хлор. Очень ядовит.

История

Первое соединение фтора — флюорит (плавиковый шпат) CaF_2 — описано в конце XV века под названием «флюор». В 1771 году Карл Шееле получил плавиковую кислоту.

Как один из атомов плавиковой кислоты, элемент фтор был предсказан в 1810 году, а выделен в свободном виде лишь 76 лет спустя Анри Муассаном в 1886 году электролизом жидкого безводного фтористого водорода, содержащего примесь кислого фторида калия KHF_2 .

Практически все исследователи пытавшиеся открыть фтор, поплатились за это жизнью или здоровьем

Происхождение названия

Название «фтор» (от др.-греч. φθόρος — разрушение), предложенное Андре Ампером в 1810 году, употребляется в русском и некоторых других языках; во многих странах приняты названия, производные от латинского «fluoium» (которое происходит, в свою очередь, от *fluere* — «течь», по свойству соединения фтора, флюорита (CaF_2), понижать температуру плавления руды и увеличивать текучесть расплава).

Распространение в природе

Содержание фтора в атомных процентах в природе показано в таблице:

Объект	Содержание,
Почва	0,02
Воды рек	0,00002
Воды океана	0,0001
Зубы человека	0,01

В природе значимые скопления фтора содержатся в основном в минерале флюорите (CaF_2), содержащем по массе 51,2 % Ca и 48,8 % F.

Относительно богаты фтором растения чечевица и лук

Содержанием в почве фтор обязан вулканическим газам, за счёт того, что в их состав обычно входит большое количество фтороводорода. Изотопный состав

Фтор является моноизотопным элементом, так как в природе существует только один стабильный изотоп фтора ^{19}F . Известны еще 17 радиоактивных изотопов фтора с массовым числом от 14 до 31, и один ядерный изомер — $^{18}F^m$. Самым долгоживущим из радиоактивных изотопов фтора является ^{18}F с периодом полураспада 109,771 минуты, важный источник позитронов, использующийся в позитрон-эмиссионной томографии.

Получение Промышленный способ получения фтора включает добычу и обогащение флюоритовых руд, сернокислотное разложение их концентрата с образованием безводного HF и его электролитическое разложение.

Для лабораторного получения фтора используют разложение некоторых соединений, но все они не встречаются в природе в достаточном количестве и их получают с помощью свободного фтора.

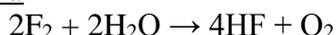
Физические свойства

Бледно-жёлтый газ, в малых концентрациях запах напоминает одновременно озон и хлор, очень агрессивен и ядовит.

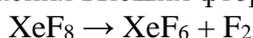
Фтор имеет аномально низкую температуру кипения (плавления). Это связано с тем, что фтор не имеет d-подуровня и не способен образовывать полуторные связи, в отличие от остальных галогенов (кратность связи в остальных галогенах примерно 1.1) ^[7]

Химические свойства

Самый активный неметалл, бурно взаимодействует почти со всеми веществами кроме, разумеется, фторидов и редких исключений — фторопластов, и с большинством из них — с горением и взрывом. Контакт фтора с водородом приводит к воспламенению и взрыву даже при очень низких температурах (до -252°C). В атмосфере фтора горят даже вода и платина:



К реакциям, в которых фтор формально является восстановителем, относятся реакции разложения высших фторидов, например:



Фтор также способен окислять кислород, образуя фторид кислорода OF_2 .

Во всех соединениях фтор проявляет степень окисления -1. Чтобы фтор проявлял положительную степень окисления, требуется создание эксимерных молекул или иные экстремальные условия. Это требует искусственной ионизации атомов фтора.

Хранение

Фтор хранят в газообразном состоянии (под давлением) и в жидком виде (при охлаждении жидким азотом) в аппаратах из никеля и сплавов на его основе (монель-металл), из меди, алюминия и его сплавов, латуни, нержавеющей стали (это возможно потому, что эти металлы и сплавы покрываются непреодолимой для фтора пленкой фторидов).

Применение

Применение в химии

Газообразный фтор используется для получения:

- гексафторида урана UF_6 из UF_4 , применяемого для разделения изотопов урана для ядерной промышленности.
- трёхфтористого хлора ClF_3 — фторирующий агент и мощный окислитель ракетного топлива
- шестифтористой серы SF_6 — газообразный изолятор в электротехнической промышленности
- фторидов металлов (например, W и V), которые обладают некоторыми полезными свойствами
- фреонов — хороших хладагентов
- тефлонов — химически инертных полимеров
- гексафтороалюмината натрия — для последующего получения алюминия электролизом

- различных соединений фтора

Ракетная техника

Соединения фтора применяются в ракетной технике как окислитель ракетного топлива.

Применение в медицине

Соединения фтора широко применяются в медицине как кровезаменители.

Биологическая и физиологическая роль

Фтор является жизненно необходимым для организма элементом. В организме человека фтор, в основном, содержится в эмали зубов в составе фторапатита — $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$. При недостаточном (менее 0,5 мг/литр питьевой воды) или избыточном (более 1 мг/литр) потреблении фтора организмом могут развиваться заболевания зубов: кариес и флюороз (крапчатость эмали) и остеосаркома, соответственно.



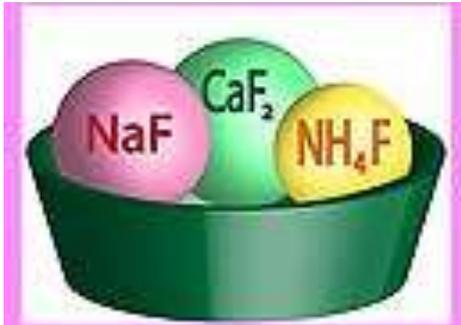
Малое содержание фтора разрушает эмаль за счет вымывания фтора из фторапатита с образованием гидроксопатита, и наоборот.

Для профилактики кариеса рекомендуется использовать зубные пасты с добавками фтора или употреблять фторированную воду (до концентрации 1 мг/л), или применять местные аппликации 1-2 % раствором фторида натрия или фторида олова. Такие действия могут сократить вероятность появления кариеса на 30-50 %.

Предельно допустимая концентрация связанного фтора в воздухе промышленных помещениях равна 0,0005 мг/литр.

Приложение 6.

Иллюстрации к проекту «Фтор»



F	9
ФТОР	7
18.998	2
$2s^2 2p^5$	



Информационные материалы к проекту «Хлор»

Хлор

Хлор (от греч. χλωρός — «зелёный») — элемент главной подгруппы седьмой группы, третьего периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 17. Обозначается символом **Cl** (лат. *Chlorum*). Химически активный неметалл. Входит в группу галогенов (первоначально название «галоген» использовал немецкий химик Швейгер для хлора [дословно «галоген» переводится как солерод], но оно не прижилось, и впоследствии стало общим для VII группы элементов, в которую входит и хлор).

Простое вещество хлор при нормальных условиях — ядовитый газ желтовато-зелёного цвета, с резким запахом. Молекула хлора двухатомная (формула Cl₂).

История открытия хлора

Впервые хлор был получен в 1772 г. Шееле, описавшим его выделение при взаимодействии пиролюзита с соляной кислотой в своём трактате о пиролюзите:



Шееле отметил запах хлора, схожий с запахом царской водки, его способность взаимодействовать с золотом и киноварью, а также его отбеливающие свойства.

Однако Шееле, в соответствии с господствовавшей в химии того времени теории флогистона, предположил, что хлор представляет собой дефлогистированную соляную кислоту, то есть оксид соляной кислоты. Бертолле и Лавуазье предположили, что хлор является оксидом элемента мурия, однако попытки его выделения оставались безуспешными вплоть до работ Дэви, которому электролизом удалось разложить поваренную соль на натрий и хлор.

Распространение в природе

В природе встречаются два изотопа хлора ³⁵Cl и ³⁷Cl. В земной коре хлор самый распространённый галоген. Хлор очень активен — он непосредственно соединяется почти со всеми элементами периодической системы. Поэтому в природе он встречается только в виде соединений в составе минералов: галита NaCl, сильвина KCl, сильвинита KCl · NaCl, бишофита MgCl₂ · 6H₂O, карналлита KCl · MgCl₂ · 6H₂O, каинита KCl · MgSO₄ · 3H₂O. Самые большие запасы хлора содержатся в составе солей вод морей и океанов (содержание в морской воде 19 г/л^[31]). На долю хлора приходится 0,025 % от общего числа атомов земной коры, кларковое число хлора — 0,017 %, а человеческий организм содержит 0,25 % ионов хлора по массе. В организме человека и животных хлор содержится в основном в межклеточных жидкостях (в том числе в крови) и играет важную роль в регуляции осмотических процессов, а также в процессах, связанных с работой нервных клеток.

Физические и физико-химические свойства

При нормальных условиях хлор — жёлто-зелёный газ с удушающим запахом. Некоторые его физические свойства представлены в таблице.

Газообразный хлор относительно легко сжижается. Начиная с давления в 0,8 МПа (8 атмосфер), хлор будет жидким уже при комнатной температуре. При охлаждении до температуры в -34 °С хлор тоже станет жидким при нормальном атмосферном давлении. Жидкий хлор - жёлто-зелёная жидкость, обладающая очень высоким коррозионным действием (за счёт высокой концентрации молекул). Повышая давление, можно добиться

существование жидкого хлора вплоть до температуры в +144 °С (критической температуры) при критическом давлении в 7,6 МПа.

При температуре ниже -101 °С жидкий хлор кристаллизуется в орторомбическую решётку с пространственной группой *Cmca* и параметрами $a=6,29 \text{ \AA}$ $b=4,50 \text{ \AA}$, $c=8,21 \text{ \AA}$ [6]. Ниже 100 К орторомбическая модификация кристаллического хлора переходит в тетрагональную, имеющую пространственную группу *P4₂/ncm* и параметры решётки $a=8,56 \text{ \AA}$ и $c=6,12 \text{ \AA}$ [6].

Растворимость

Растворитель	Растворимость г/100 г [7]
Бензол	Растворим
Вода (0 °С)	1,48
Вода (20 °С)	0,96
Вода (25 °С)	0,65
Вода (40 °С)	0,46
Вода (60 °С)	0,38
Вода (80 °С)	0,22
Тетрахлорметан (0 °С)	31,4
Тетрахлорметан (19 °С)	17,61
Тетрахлорметан (40 °С)	11
Хлороформ	Хорошо растворим
TiCl ₄ , SiCl ₄ , SnCl ₄	Растворим

Степень диссоциации молекулы хлора $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}$. При 1000 К равна $2,07 \times 10^{-4}\%$, а при 2500 К 0,909 %.

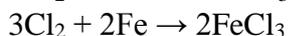
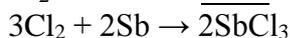
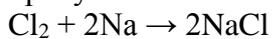
Порог восприятия запаха в воздухе равен 0,003 (мг/л).

По электропроводности жидкий хлор занимает место среди самых сильных изоляторов: он проводит ток почти в миллиард раз хуже, чем дистиллированная вода, и в 10^{22} раз хуже серебра. Скорость звука в хлоре примерно в полтора раза меньше, чем в воздухе.

Химические свойства

Взаимодействие с металлами

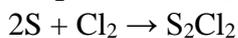
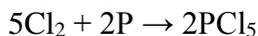
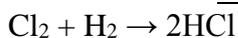
Хлор непосредственно реагирует почти со всеми металлами (с некоторыми только в присутствии влаги или при нагревании):



Взаимодействие с неметаллами

С неметаллами (кроме углерода, азота, кислорода и инертных газов), образует соответствующие хлориды.

На свету или при нагревании активно реагирует (иногда со взрывом) с водородом по радикальному механизму. Смеси хлора с водородом, содержащие от 5,8 до 88,3 % водорода, взрываются при облучении с образованием хлороводорода. Смесь хлора с водородом в небольших концентрациях горит бесцветным или желто-зелёным пламенем. Максимальная температура водородно-хлорного пламени 2200 °С.:



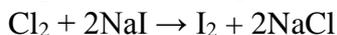
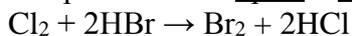
С кислородом хлор образует оксиды в которых он проявляет степень окисления от +1 до +7: Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7 . Они имеют резкий запах, термически и фотохимически нестабильны, склонны к взрывному распаду.

При реакции с фтором, образуется не хлорид, а фторид:

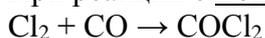


Другие свойства

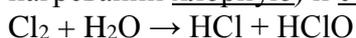
Хлор вытесняет бром и иод из их соединений с водородом и металлами:



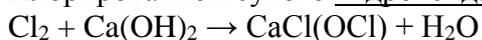
При реакции с монооксидом углерода образуется фосген:



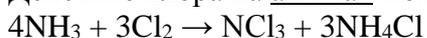
При растворении в воде или щелочах, хлор дисмутирует, образуя хлорноватистую (а при нагревании хлорную) и соляную кислоты, либо их соли:



Хлорированием сухого гидроксида кальция получают хлорную известь:

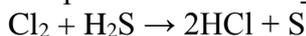


Действие хлора на аммиак можно получить трёххлористый азот:



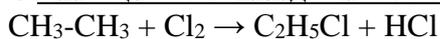
Окислительные свойства хлора

Хлор очень сильный окислитель.

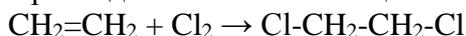


Реакции с органическими веществами

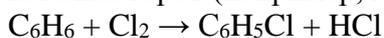
С насыщенными соединениями:



Присоединяется к ненасыщенным соединениям по кратным связям:



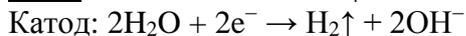
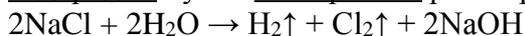
Ароматические соединения замещают атом водорода на хлор в присутствии катализаторов (например, AlCl_3 или FeCl_3):



Способы получения

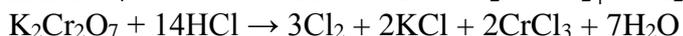
Промышленные методы

Сегодня хлор в промышленных масштабах получают вместе с гидроксидом натрия и водородом путём электролиза раствора поваренной соли:



Лабораторные методы

В лабораториях для получения хлора обычно используют процессы, основанные на окислении хлороводорода сильными окислителями (например, оксидом марганца (IV), перманганатом калия, дихроматом калия):



Хранение хлора

Производимый хлор хранится в специальных «танках» или закачивается в стальные баллоны высокого давления. Баллоны с жидким хлором под давлением имеют специальную окраску — болотный цвет. Следует отметить что при длительной эксплуатации баллонов с хлором в них накапливается чрезвычайно взрывчатый

треххлористый азот, и поэтому время от времени баллоны с хлором должны проходить плановую промывку и очистку от хлорида азота.

Применение

Хлор применяют во многих отраслях промышленности, науки и бытовых нужд:

- В производстве поливинилхлорида, пластикатов, синтетического каучука, из которых изготавливают: изоляцию для проводов, оконный профиль, упаковочные материалы, одежду и обувь, линолеум и грампластинки, лаки, аппаратуру и пенопласты, игрушки, детали приборов, строительные материалы. Поливинилхлорид производят полимеризацией винилхлорида, который сегодня чаще всего получают из этилена сбалансированным по хлору методом через промежуточный 1,2-дихлорэтан.
- Отбеливающие свойства хлора известны с давних времен, хотя не сам хлор «отбеливает», а атомарный кислород, который образуется при распаде хлорноватистой кислоты: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}\cdot$. Этот способ отбеливания тканей, бумаги, картона используется уже несколько веков.
- Производство хлорорганических инсектицидов — веществ, убивающих вредных для посевов насекомых, но безопасных для растений. На получение средств защиты растений расходуется значительная часть производимого хлора. Один из самых важных инсектицидов — гексахлорциклогексан (часто называемый гексахлораном). Это вещество впервые синтезировано ещё в 1825 г. Фарадеем, но практическое применение нашло только через 100 с лишним лет — в 30-х годах XX столетия.
- Использовался как боевое отравляющее вещество, а также для производства других боевых отравляющих веществ: иприт, фосген.
- Для обеззараживания воды — «хлорирования». В пищевой промышленности зарегистрирован в качестве пищевой добавки E925.
- В химическом производстве соляной кислоты, хлорной извести, бертолетовой соли, хлоридов металлов, ядов, лекарств, удобрений.
- В металлургии для производства чистых металлов: титана, олова, тантала, ниобия.
- Как индикатор солнечных нейтрино в хлор-аргонных детекторах.

Многие развитые страны стремятся ограничить использование хлора в быту, в том числе потому, что при сжигании хлорсодержащего мусора образуется значительное количество диоксинов.

Биологическая роль

Хлор относится к важнейшим биогенным элементам и входит в состав всех живых организмов.

У животных и человека, ионы хлора участвуют в поддержании осмотического равновесия, хлорид-ион имеет оптимальный радиус для проникновения через мембрану клеток. Именно этим объясняется его совместное участие с ионами натрия и калия в создании постоянного осмотического давления и регуляции водно-солевого обмена. Под воздействием ГАМК (нейромедиатор) ионы хлора оказывают тормозящий эффект на нейроны путём снижения потенциала действия. В желудке ионы хлора создают благоприятную среду для действия протеолитических ферментов желудочного сока. Хлорные каналы представлены во многих типах клеток, митохондриальных мембранах и скелетных мышцах. Эти каналы выполняют важные функции в регуляции объёма жидкости, трансэпителиальном транспорте ионов и стабилизации мембранных потенциалов, участвуют в поддержании pH клеток. Хлор накапливается в висцеральной ткани, коже и скелетных мышцах. Всасывается хлор, в основном, в толстом кишечнике.

Всасывание и экскреция хлора тесно связаны с ионами натрия и бикарбонатами, в меньшей степени с минералокортикоидами и активностью Na^+/K^+ — АТФ-азы. В клетках аккумулируется 10-15 % всего хлора, из этого количества от 1/3 до 1/2 — в эритроцитах. Около 85 % хлора находятся во внеклеточном пространстве. Хлор выводится из организма в основном с мочой (90-95 %), калом (4-8 %) и через кожу (до 2 %). Экскреция хлора связана с ионами натрия и калия, и реципрокно с HCO_3^- (кисотно-щелочной баланс).

Человек потребляет 5-10 г NaCl в сутки. Минимальная потребность человека в хлоре составляет около 800 мг в сутки. Младенец получает необходимое количество хлора через молоко матери, в котором содержится 11 ммоль/л хлора. NaCl необходим для выработки в желудке соляной кислоты, которая способствует пищеварению и уничтожению болезнетворных бактерий. В настоящее время участие хлора в возникновении отдельных заболеваний у человека изучено недостаточно хорошо, главным образом из-за малого количества исследований. Достаточно сказать, что не разработаны даже рекомендации по норме суточного потребления хлора. Мышечная ткань человека содержит 0,20-0,52 % хлора, костная — 0,09 %; в крови — 2,89 г/л. В организме среднего человека (масса тела 70 кг) 95 г хлора. Ежедневно с пищей человек получает 3-6 г хлора, что с избытком покрывает потребность в этом элементе.

Ионы хлора жизненно необходимы растениям. Хлор участвует в энергетическом обмене у растений, активируя окислительное фосфорилирование. Он необходим для образования кислорода в процессе фотосинтеза изолированными хлоропластами, стимулирует вспомогательные процессы фотосинтеза, прежде всего те из них, которые связаны с аккумулярованием энергии. Хлор положительно влияет на поглощение корнями кислорода, соединений калия, кальция, магния. Чрезмерная концентрация ионов хлора в растениях может иметь и отрицательную сторону, например, снижать содержание хлорофилла, уменьшать активность фотосинтеза, задерживать рост и развитие растений.

Но существуют растения, которые в процессе эволюции либо приспособились к засолению почв, либо в борьбе за пространство заняли пустующие солончаки на которых нет конкуренции. Растения произрастающие на засоленных почвах называются — галофиты, они накапливают хлориды в течение вегетационного сезона, а потом избавляются от излишков посредством листопада или выделяют хлориды на поверхность листьев и веток и получают двойную выгоду притенения поверхности от солнечного света.

Среди микроорганизмов, так же известны галофилы — галобактерии — которые обитают в сильносоленых водах или почвах.

Особенности работы и меры предосторожности

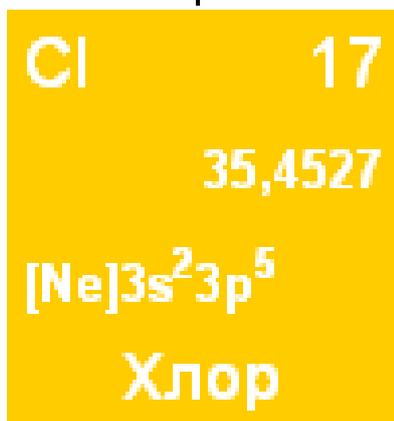
Хлор — токсичный удушливый газ, при попадании в лёгкие вызывает ожог лёгочной ткани, удушье. Раздражающее действие на дыхательные пути оказывает при концентрации в воздухе около 0,006 мг/л (т.е. в два раза выше порога восприятия запаха хлора). Хлор был одним из первых химических отравляющих веществ, использованных Германией в Первую мировую войну. При работе с хлором следует пользоваться защитной спецодеждой, противогазом, перчатками. На короткое время защитить органы дыхания от попадания в них хлора можно тряпичной повязкой, смоченной раствором сульфита натрия Na_2SO_3 или тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

ПДК хлора в атмосферном воздухе следующие: среднесуточная — 0,03 мг/м³; максимально разовая — 0,1 мг/м³; в рабочих помещениях промышленного предприятия — 1 мг/м³.



Приложение 8.

Иллюстрации к информационному проекту «Хлор»



Приложение 9.

Оценочный лист информационного проекта

Критерии оценки защиты проекта				
(маж – 25 баллов)				
Трехбалльная система оценки: 1 балл – не владеет (не умеет, не понимает и т. п.) 2 балла – частично владеет (умеет, понимает и т.п.) 3 балла – владеет (умеет, понимает и т. п.)	Фтор	Хлор	Бром	Йод
Понимание теории вопроса (по трехбалльной системе).				
Логичность изложения материала (по трехбалльной системе).				
Точная, выразительная речь (по трехбалльной системе).				
Использование наглядности (по трехбалльной системе).				
Умение оппонировать (дополнительные вопросы, понимание сути задаваемых вопросов) (по трехбалльной системе).				
Творческий подход в представлении работы (по трехбалльной системе).				
Соблюдение регламента (регламент соблюден – 1 балл, не соблюден – «-1» балл)				
Оформление продукта (эстетичность, наглядность) (1 – не эстетично; 2-эстетично; 3- творческий, оригинальный подход в оформлении)				
Оригинальность, новизна (1- нет новизны; 2 – интересный; 3 – оригинальный)				
ИТОГО:				