

## 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 Br<sub>2</sub>).

### 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

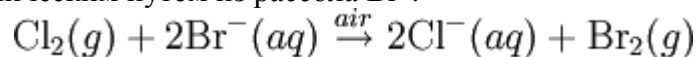
Кларк брома 1,6 г/т. Бром широко распространён в природе и в рассеянном состоянии встречается почти повсеместно. Почти все соединения брома растворимы в воде и поэтому легко выщелачиваются из горных пород. Как примесь, он есть в сотнях минералов. Но имеется лишь небольшое количество нерастворимых в воде 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. Щёлок калийных производств
4. Подземные воды нефтяных и газовых месторождений

### Получение

Бром получают химическим путём из рассола Br<sup>-</sup>:



### **Физические свойства**

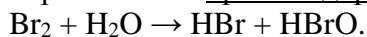
При обычных условиях бром — красно-бурая жидкость с резким неприятным запахом, ядовит, при соприкосновении с кожей образуются ожоги. Бром — одно из двух простых веществ, наряду со ртутью, которое при комнатной температуре является жидким. Плотность при 0°C — 3,19 г/см<sup>3</sup>. Температура плавления (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 Br<sub>2</sub>/Br<sup>-</sup> в водном растворе равен +1,065 В.

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

### **Химические свойства**

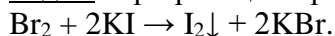
В свободном виде существует в виде двухатомных молекул Br<sub>2</sub>. Заметная диссоциация молекул на атомы наблюдается при температуре 800 °C и быстро возрастает при дальнейшем росте температуры. Диаметр молекулы Br<sub>2</sub> равен 0,323 нм, межъядерное расстояние в этой молекуле — 0,228 нм.

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

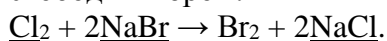


С большинством органических растворителей бром смешивается во всех отношениях, при этом часто происходит бромирование молекул органических растворителей.

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:



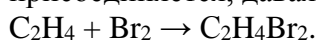
При реакции брома с серой образуется S<sub>2</sub>Br<sub>2</sub>, при реакции брома с фосфором — PBr<sub>3</sub> и PBr<sub>5</sub>. Бром реагирует также с неметаллами селеном и теллуrom.

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, MgBr<sub>2</sub>, AlBr<sub>3</sub> и др.). Качественная реакция на присутствие бромид-ионов в растворе — образование с ионами Ag<sup>+</sup> 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 BrF<sub>3</sub> и BrF<sub>5</sub>, с иодом — IBr. При взаимодействии со многими металлами бром образует бромиды, например, AlBr<sub>3</sub>, CuBr<sub>2</sub>, MgBr<sub>2</sub> 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/м<sup>3</sup>. 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**

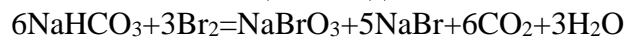
При работе с бромом следует пользоваться защитной спецодеждой, противогазом, специальными перчатками. Из-за высокой химической активности и токсичности, как паров брома, так и жидкого брома его следует хранить в стеклянной, плотно закупоренной толстостенной посуде. Слянки с бромом располагают в ёмкостях 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:



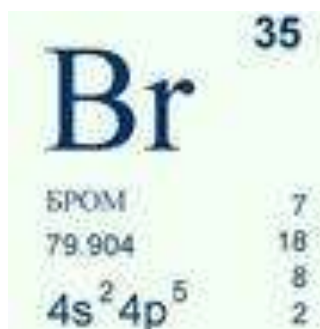
либо влажной пищевой содой:



### **Мифы и легенды**

Существует широко распространенная легенда о том, что в армии будто бы добавляли 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 (HIO<sub>2</sub>), иодноватую (HIO<sub>3</sub>), иодную (HIO<sub>4</sub>).

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 H<sub>2</sub>S, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> и другие восстановители восстанавливают его до иона I<sup>-</sup>:  
$$\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + 2\text{HI}$$
- 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 йодид калия, йодид 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.

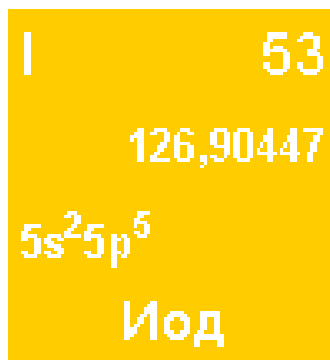
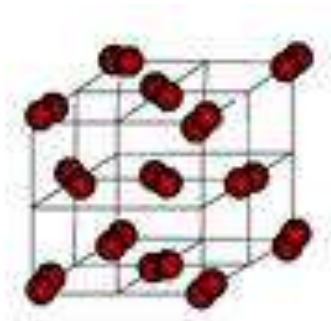


### **ТОКСИЧНОСТЬ**

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.

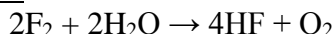
### **Физические свойства**

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

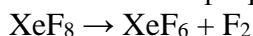
Фтор имеет аномально низкую температуру кипения (плавления). Это связано с тем, что фтор не имеет d-подуровня и не способен образовывать полуторные связи, в отличие от остальных галогенов (кратность связи в остальных галогенах примерно 1.1) <sup>[7]</sup>

### **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  $-252^{\circ}\text{C}$ ). 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  $\text{OF}_2$ .

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  $\text{UF}_6$  из  $\text{UF}_4$ , применяемого для разделения изотопов урана для ядерной промышленности.
- трёхфтористого хлора  $\text{ClF}_3$  — фторирующий агент и мощный окислитель ракетного топлива
- шестифтористой серы  $\text{SF}_6$  — 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.



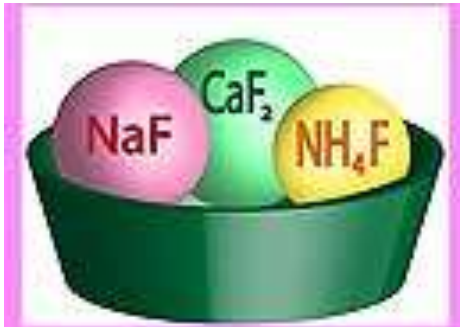
Малое содержание фтора разрушает эмаль за счет вымывания фтора из фторапатита с образованием гидроксопатита, и наоборот.

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»



<b>F</b>	<b>9</b>
ФТОР	<b>7</b>
18.998	<b>2</b>
$2s^2 2p^5$	

## Информационные материалы к проекту «Хлор»

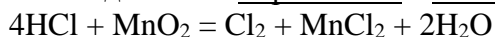
**Хлор**

**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 Cl<sub>2</sub>).

**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 <sup>35</sup>Cl и <sup>37</sup>Cl. 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 MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O, карналлита KCl · MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O, каинита KCl · MgSO<sub>4</sub> · 3H<sub>2</sub>O. Самые большие запасы хлора содержатся в составе солей вод морей и океанов (содержание в морской воде 19 г/л<sup>[31]</sup>). 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  $a=6,29 \text{ \AA}$   $b=4,50 \text{ \AA}$   $c=8,21 \text{ \AA}$  <sup>[6]</sup>. Ниже 100 К орторомбическая модификация кристаллического хлора переходит в тетрагональную, имеющую пространственную группу *P4<sub>2</sub>/ncm* и параметры решётки  $a=8,56 \text{ \AA}$  и  $c=6,12 \text{ \AA}$  <sup>[6]</sup>.

### Растворимость

Растворитель	Растворимость г/100 г <sup>[7]</sup>
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 <sub>4</sub> , SiCl <sub>4</sub> , SnCl <sub>4</sub>	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 %.

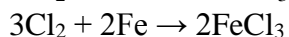
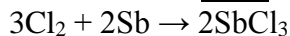
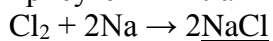
Порог восприятия запаха в воздухе равен 0,003 (мг/л).

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

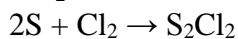
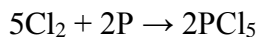
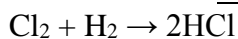
Хлор непосредственно реагирует почти со всеми металлами (с некоторыми только в присутствии влаги или при нагревании):



#### Взаимодействие с неметаллами

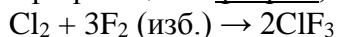
С неметаллами (кроме углерода, азота, кислорода и инертных газов), образует соответствующие хлориды.

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.:



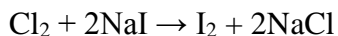
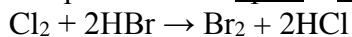
С кислородом хлор образует оксиды в которых он проявляет степень окисления от +1 до +7:  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_6$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ . Они имеют резкий запах, термически и фотохимически нестабильны, склонны к взрывному распаду.

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

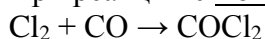


### **Другие свойства**

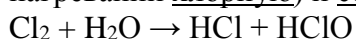
Хлор вытесняет бром и иод из их соединений с водородом и металлами:



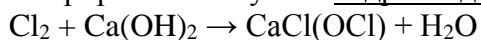
При реакции с монооксидом углерода образуется фосген:



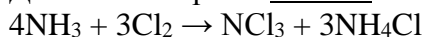
При растворении в воде или щелочах, хлор дисмутирует, образуя хлорноватистую (а при нагревании хлорную) и соляную кислоты, либо их соли:



Хлорированием сухого гидроксида кальция получают хлорную известь:

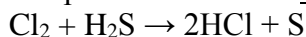


Действие хлора на аммиак можно получить трёххлористый азот:



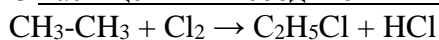
### **Окислительные свойства хлора**

Хлор очень сильный окислитель.

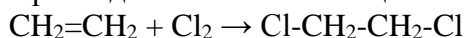


### **Реакции с органическими веществами**

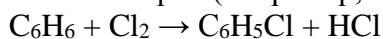
С насыщенными соединениями:



Присоединяется к ненасыщенным соединениям по кратным связям:



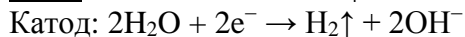
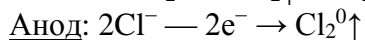
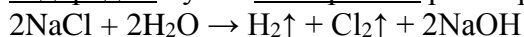
Ароматические соединения замещают атом водорода на хлор в присутствии катализаторов (например,  $\text{AlCl}_3$  или  $\text{FeCl}_3$ ):



### **Способы получения**

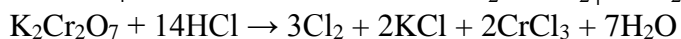
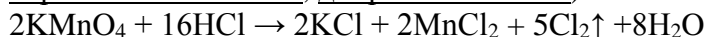
#### **Промышленные методы**

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 рН 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  $\text{Na}^+/\text{K}^+$  — 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  $\text{HCO}_3^-$  (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 аккумулированием 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**

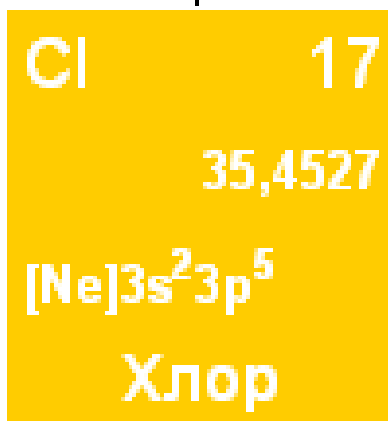
Хлор — токсичный удушливый газ, при попадании в лёгкие вызывает ожог лёгочной ткани, удушье. Раздражающее действие на дыхательные пути оказывает при концентрации в воздухе около 0,006 мг/л (т.е. в два раза выше порога восприятия запаха хлора). Хлор был одним из первых химических отравляющих веществ, 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  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  или тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

ПДК хлора в атмосферном воздухе следующие: среднесуточная — 0,03 мг/м<sup>3</sup>; максимально разовая — 0,1 мг/м<sup>3</sup>; в рабочих помещениях промышленного предприятия — 1 мг/м<sup>3</sup>.



Приложение 8.

Иллюстрации к информационному проекту «Хлор»



## Приложение 9.

### Оценочный лист информационного проекта

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