

A photograph of laboratory glassware on a white surface. On the left, a black microscope is partially visible. In the foreground, two test tubes with white caps contain blue and purple liquids. Behind them are several Erlenmeyer flasks containing liquids of various colors: orange, red, pink, yellow, and green. A glass rod is visible in the pink flask.

Элементы VII группы периодической таблицы Д. И. Менделеева.

**Подготовила:
Студентка 11 группы
Бурлака К.
Проверила:
Лазовская Л. Д.**

Общая характеристика элементов

- Реагируют почти со всеми простыми веществами, кроме некоторых неметаллов.
- Все галогены — энергичные окислители, поэтому встречаются в природе только в виде соединений.
- Все галогены — неметаллы, являются сильными окислителями.
- На внешнем энергетическом уровне 7 электронов.
- При взаимодействии с металлами возникает ионная связь, и образуются соли.



Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА																			
Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Застывший элемент	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	б			а
1	1																	He	2
2	2																	Ne	10
3	3																	Ar	18
4	4																	Kr	36
5	5																	Xe	54
6	6																	Rn	86
7	10																		
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ																			
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ																			
Л А Н Т А Н О И Д Ы																			
А К Т И Н О И Д Ы																			



Д.И. Менделеев
1834–1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ



www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834–1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы



К VII группе периодической системы относятся: фтор, хлор, бром, иод, астат – главная группа; побочная – марганец, технеций, рений, борий.

История открытия галогенов

Фтор



Хлор



Бром



Йод



Астат



Марганец



История открытия фтора

В 1886 году французский химик А. Муассан, используя электролиз жидкого фтороводорода, охлажденного до температуры -23°C , смог на аноде получить первую порцию нового газа. В первых опытах для получения фтора Муассан использовал очень дорогой электролизер, изготовленный из платины и иридия. При этом каждый грамм полученного фтора «съедал» до 6 г платины.



Анри
Муассан
(1852 – 1907)



Хлор



Карл
Вильгельм
Шееле
(1742 – 1786)

В 1774 году шведский ученый К. Шееле открыл хлор, который принял за сложное вещество и назвал "дефлогистированной соляной кислотой".

В 1807 году английский химик Гемфри Дэви получил тот же газ. Он пришел к выводу, что получил новый элемент и назвал его "хлорин" (от "хлорос" - желто-зеленый).

В 1812 году Гей-Люссек дал газу название хлор.



Бром

В 1825 году французский химик А.Ж.Балар при изучении маточных рассолов выделил темно-бурую жидкость, который он назвал - "мурид" (от латинского слова *muria*, означающего "рассол"). Комиссия Академии, проверив это сообщение, подтвердила открытие Балара и предложила назвать элемент бромом (от "бромос", с греческого "зловонный").



Антуан Жером
Балар
(1802 – 1876)

Йод



Бернар Куртуа
(1777 — 1838)

В 1811 году французский химик Бернар Куртуа открыл иод путём перегонки маточных растворов от своего азотнокислого кальция с серной кислотой. Чтобы другие химики могли изучать новое вещество, Б. Куртуа подарил его (правда, очень небольшое количество) фармацевтической фирме в Дижоне.

В 1813 году Ж.-Л.Гей-Люссак подробно изучил этот элемент и дал ему современное название. Название "иод" происходит от греческого слова "иодэс" - "фиолетовый" (по цвету паров).



Астат

В 1869 г Д.И.Менделеев предсказал его существование и возможность открытия в будущем (как «эка-иод»).

Впервые астат был получен искусственно в 1940 г открыт Д. Корсоном, К.Маккензи и Э.Сегре (Калифорнийский университет в Беркли). Для синтеза изотопа ^{211}At они облучали висмут альфа-частицами.

В 1943-1946 годах изотопы астата были обнаружены в составе природных радиоактивных рядов. Астат является наиболее редким элементом среди всех, обнаруженных в природе. В поверхностном слое земной коры толщиной 1,6 км содержится всего 70 мг астата.



Марганец

Один из основных минералов марганца — пиролюзит — был известен в древности как чёрная магнезия и использовался при варке стекла для его осветления. Его считали разновидностью магнитного железняка, а тот факт, что он не притягивается магнитом, Плиний Старший объяснил женским полом чёрной магнезии, к которому магнит «равнодушен».

В 1774 г. шведский химик К. Шееле показал, что в руде содержится неизвестный металл. Он послал образцы руды своему другу химику Ю. Гану, который, нагревая в печке пиролюзит с углем, получил металлический марганец.

В начале XIX века для него было принято название «манганум».



Физические свойства

Фтор

Фтор

бледножелтый

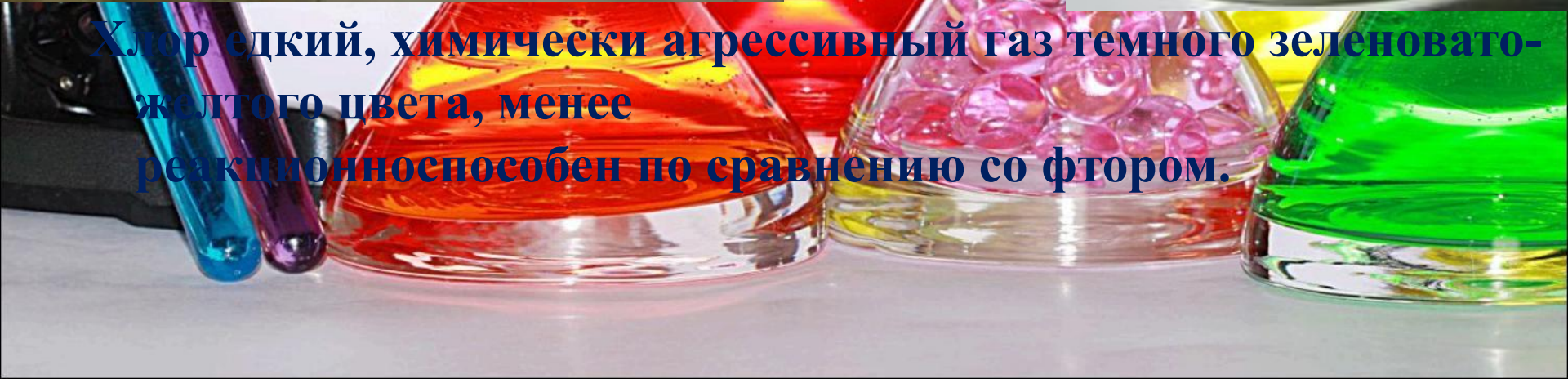
**высокоакционноспособный газ,
вызывающий раздражение
дыхательных путей и коррозию
материалов.**



Хлор



Хлор едкий, химически агрессивный газ темного зеленовато-желтого цвета, менее реакционноспособен по сравнению со фтором.



Бром

Бром - тяжелая красно-коричневая жидкость при обычных условиях, но легко испаряется, превращаясь в едкий газ.



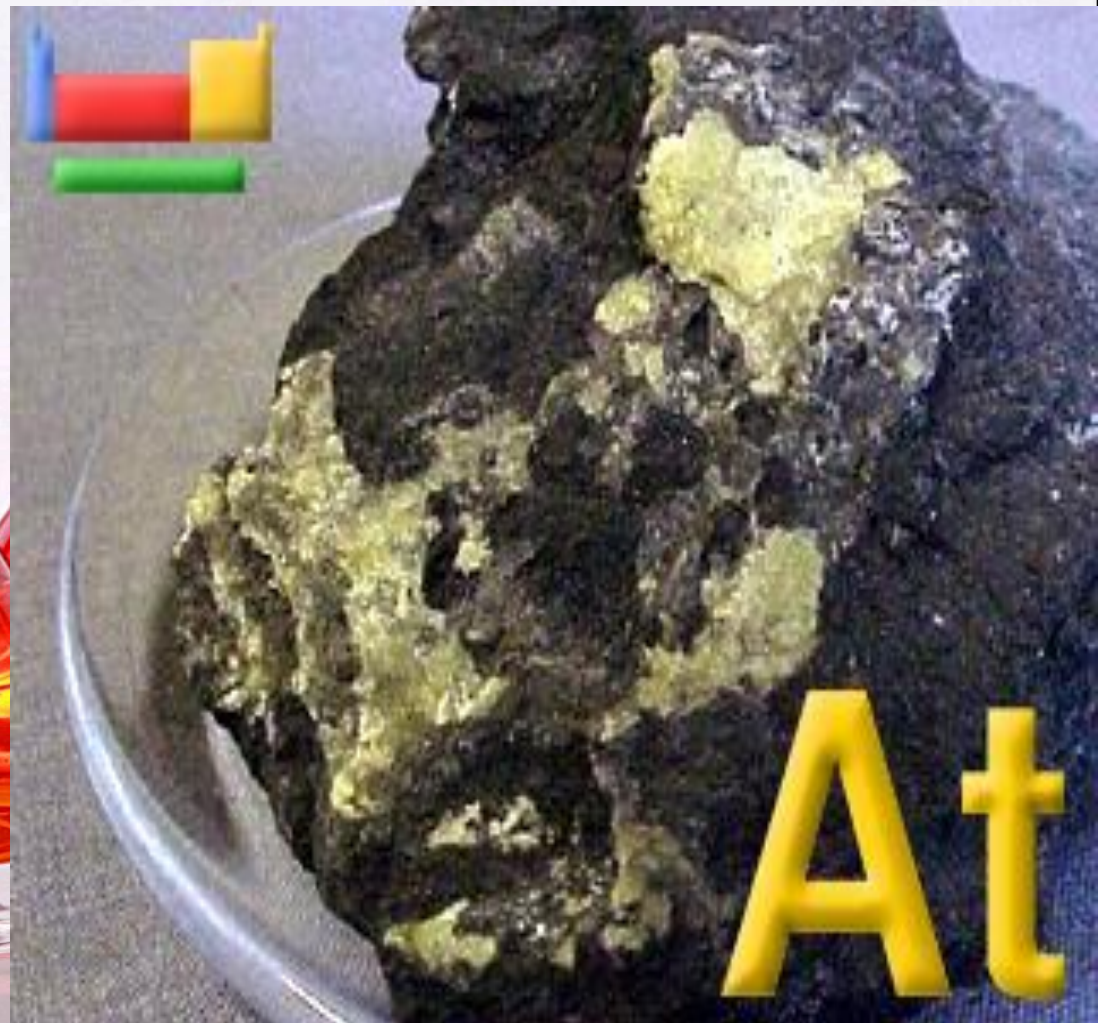
Иод

Иод - темнофиолетовое, с металлическим оттенком, вещество, твердое, но легко сублимирующееся. Часто встречается в виде блестящих серо-черные кристаллов.



Астат

Астат радиоактивный элемент, единственный галоген, не имеющий стабильного изотопа. Он существует только в следовых количествах в некоторых минералах.



Марганец

Твёрдый, хрупкий металл серебристо-белого цвета. Наряду с железом и его сплавами относится к чёрным металлам.



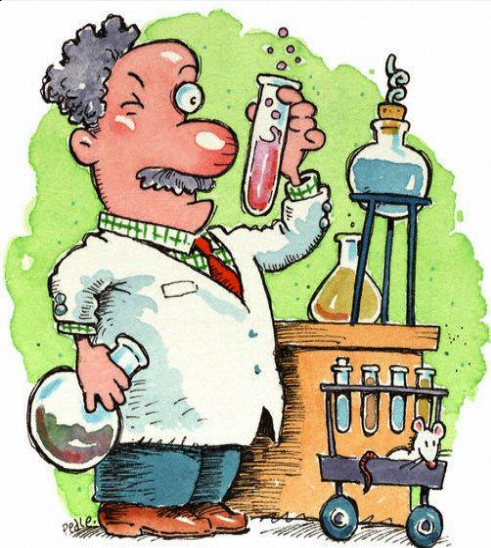
Химические свойства



F_2 - самый активный неметалл. Он проявляет только одну степень окисления -1, непосредственно реагирует почти со всеми металлами (даже с золотом и платиной), а также с неметаллами. Раствор фтороводорода в воде называют плавиковой кислотой, а ее соли называются фторидами.

Химическим путем фтор получить невозможно, поэтому используется исключительно электролиз. Взаимодействие фтора со сложными веществами также протекает очень энергично. Так, он окисляет воду, при этом реакция носит взрывной характер.

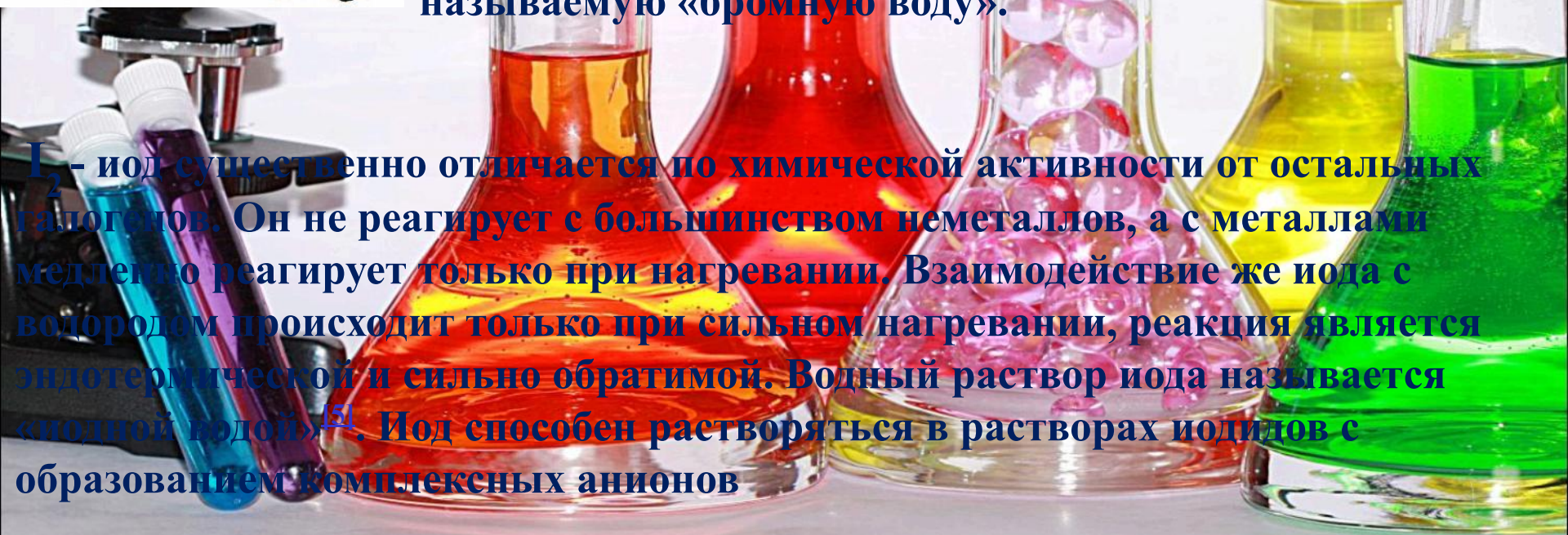
Cl_2 - свободный хлор также очень реакционноспособен, хотя его активность и меньше, чем у фтора. Он непосредственно реагирует со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов. Хлор вступает в реакцию со многими сложными веществами.



Br_2 - химическая активность брома меньше, чем у фтора и хлора, но все же достаточно велика в связи с тем, что бром обычно используют в жидком состоянии и поэтому его исходные концентрации при прочих равных условиях больше, чем у хлора. Являясь более «мягким» реагентом, бром находит широкое применение в органической химии.

Отметим, что бром, так же, как и хлор, растворяется в воде, и, частично реагируя с ней, образует так называемую «бромную воду».

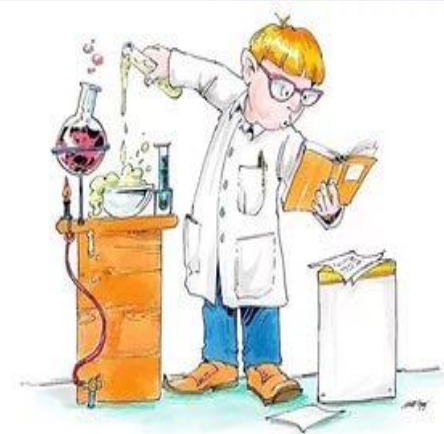
I_2 - иод существенно отличается по химической активности от остальных галогенов. Он не реагирует с большинством неметаллов, а с металлами медленно реагирует только при нагревании. Взаимодействие же иода с водородом происходит только при сильном нагревании, реакция является эндотермической и сильно обратимой. Водный раствор иода называется «иодной водой»^[5]. Иод способен растворяться в растворах иодидов с образованием комплексных анионов



Таким образом, химическая активность галогенов последовательно уменьшается от фтора к астату. Каждый галоген в ряду $F \rightarrow At$ может вытеснять последующий из его соединений с водородом или металлами, то есть каждый галоген в виде простого вещества способен окислять галогенид-ион любого из последующих галогенов.

Астат ещё менее реакционноспособен, чем иод. Но и он реагирует с металлами (например с литием).

При диссоциации образуются не только анионы, но и катионы At^+ .



Mn - Характерные степени окисления марганца: 0, +2, +3, +4, +6, +7 (степени окисления +1, +5 малохарактерны). При окислении на воздухе пассивируется. Порошкообразный марганец сгорает в кислороде.

Марганец поглощает водород, с повышением температуры его растворимость в марганце увеличивается. При температуре выше $1200^\circ C$ взаимодействует с азотом, образуя различные по составу нитриды. Марганцевая кислота очень сильная, но неустойчивая, её невозможно сконцентрировать более, чем до 20 %. Сама кислота и её соли (перманганаты) — сильные окислители.

Применение элементов VII группы





**Дезинфекция
воды**

**Органические
растворители**

Отбеливатели

**Лекарственные
препараты**

**Применение
хлора**

**Хлорирование
органических
веществ**

**Производство
НСІ**

**Получение
неорганических
хлоридов**

**Получение
брома, йода**



**Лекарственные
препараты**

**Дезинфекция
одежды**

**Применение
йода**

Фотография

Красители

Электролампы





Металлургия

**Применение
марганца**

Медицина

**Химическая
промышленность**

Использованная литература, интернет-ресурсы

«Химия-9», О.С.Габриелян, М, Дрофа, 2005г, стр 78-90

«Химия в действии», М.Фримантл, М, «Мир», 1991г, стр 269-286.

«Неорганическая химия в таблицах», Н.В.Манцевич, Минск, Современная школа, 2008г, стр 275-280

<http://www.chem100.ru/>

<http://rrc.dgu.ru/res/n-t.ru/ri/ps/index.htm>

<http://www.periodictable.ru/>

http://sevchem.info/?go=galeri&act=show_photo&idr=17&id_f=35

http://sevchem.info/?go=galeri&act=show_photo&idr=17&id_f=23

http://sevchem.info/?go=galeri&act=show_photo&idr=17&id_f=72

http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D1%80%D1%8D%D0%B4_%D0%90%D0%BB%D0%BB%D0%B8%D1%81%D0%BE%D0%BD





**Спасибо за
внимание!!!**

