

Лекция №12

**Элементы VIIA группы. Галогены.
Физические и химические свойства.
Окислительно-восстановительные
характеристики галогенов.
Биороль соединений галогенов.**

План

1. Особенности строения элементов VIIA группы на основании положения в периодической таблице.
2. Физические свойства галогенов.
3. Химические свойства галогенов.
4. Свойства основных соединений: оксидов, гидроксидов, кислот, солей.
5. Гипохлориты, жавелевая вода. Хлорная известь: получение и свойства. Хлориты и хлораты. Бертолетова соль, получение и свойства. Перхлораты: получение и свойства.

**Оказать особенности строения
элементов YIIA группы на
основании положения в
периодической таблице.**

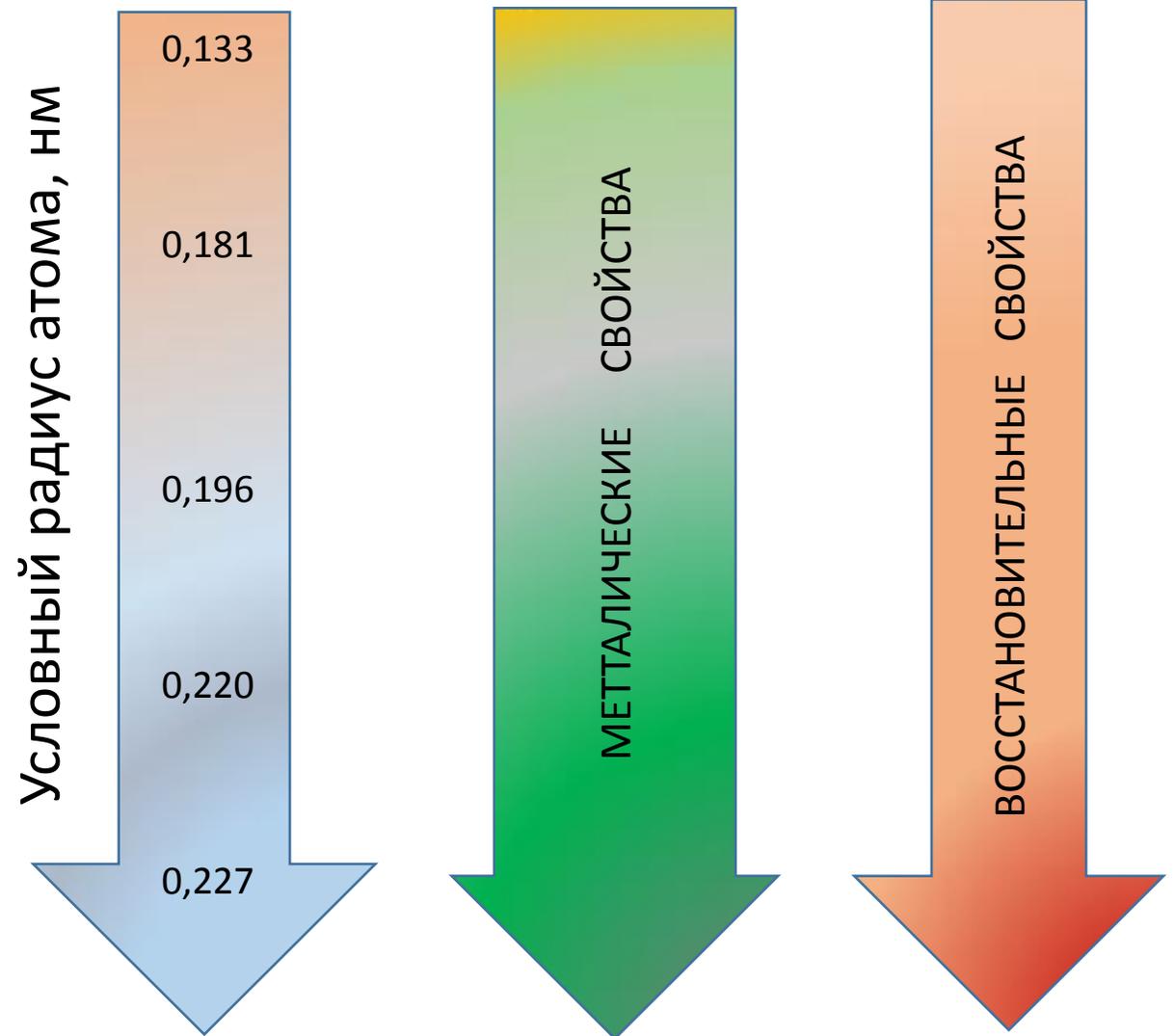
VII группа периодической системы Д.И. Менделеева

**К *p*-элементам VII группы относятся
фтор, хлор, бром, йод и астат.**

**Общая электронная конфигурация валентного уровня:
 ns^2np^5**

Элементы VII A группы

$_{+9}\text{F}$))				
Фтор	2	7				
$_{+17}\text{Cl}$)))			
Хлор	2	8	7			
$_{+35}\text{Br}$))))		
Бром	2	8	18	7		
$_{+53}\text{I}$)))))	
Йод	2	8	18	18	7	
$_{+85}\text{At}$)))))	
Астат	2	8	18	32	18	7



Физические свойства галогенов.

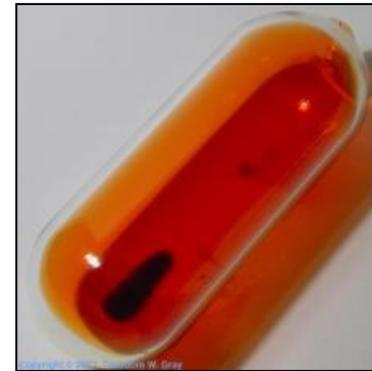
Физические свойства простых веществ

Свойства	F	Cl	Br	I	At
Цвет	Желтоватый газ.	Желто-зелёный газ	Красно-бурая жидкость	Черно-фиолетовые кристаллы	Черно-синие кристаллы
$T_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	-219,47	- 100,83	- 7,1	113,7	302
$T_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$	-187,99	- 33,82	58,93	184,5	337
$\rho, \text{г/см}^3$	1,696	3,214	3,1226	4,93	

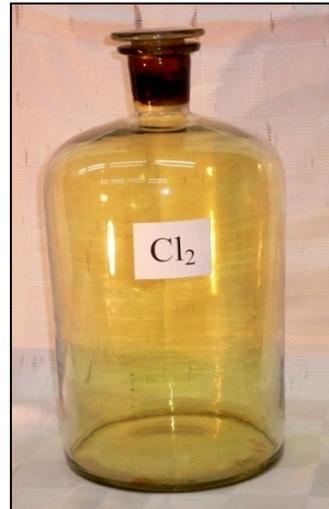
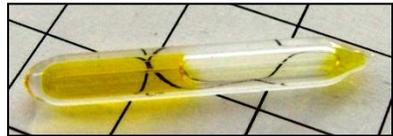
Простые вещества: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , At_2



Фтор



Бром



Хлор



Иод



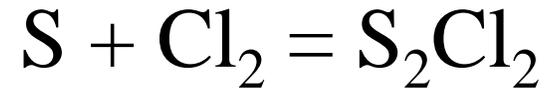
Астат



Химические свойства галогенов.

1. Взаимодействие галогенов с простыми веществами.

- с неметаллами:



(сжигание P в Cl₂)



(500-600°C)

- с металлами:



(комн.)



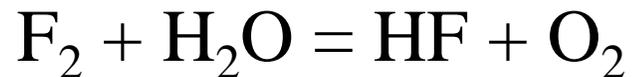
(выше 250°C)



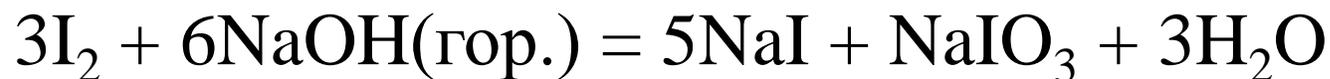
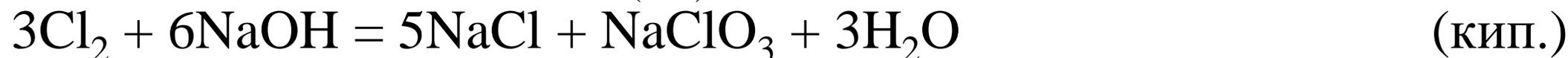
(выше 100°C)

2. Взаимодействие галогенов со сложными веществами.

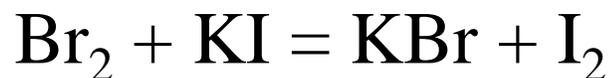
- с водой:



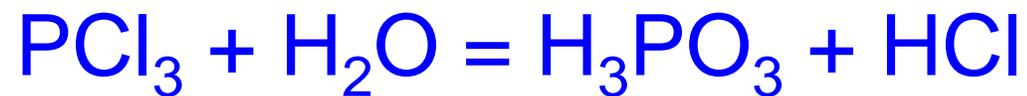
- с растворами щелочей (диспропорционирование):



- с другими галогенидами:



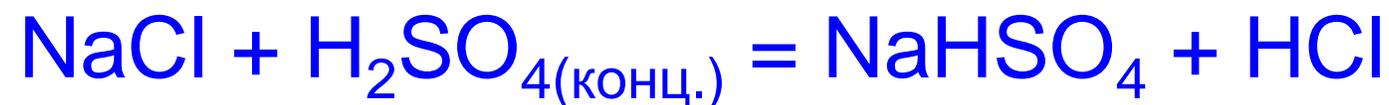
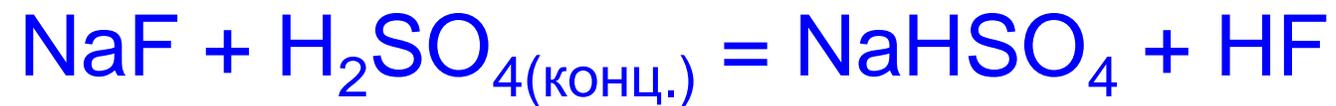
3. Гидролиз галогенидов неметаллов.



4. Сопропорционирование.



5. Взаимодействие галогенидов металлов с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$.

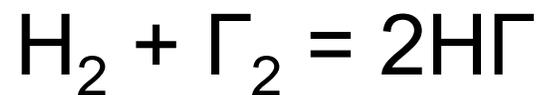


**Свойства основных
соединений: оксидов,
гидроксидов, кислот, солей.**

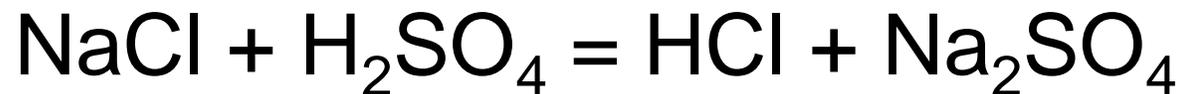
Галогенводородные кислоты

Формула	$T_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	$T_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	pKa	Растворимость в воде, л НГ в 1 л H ₂ O
HF	+19,7	-83,4	3,3	∞
HCl	-85,1	-114,3	-9	450
HBr	-66,8	-86,9	-11	600
HI	-35,4	-50,9	-12	425

Образуются прямым взаимодействием водорода с галогеном:



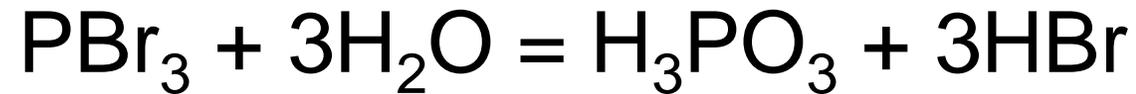
Получение HCl:



из KBr и KI получить HBr и HI - невозможно т.к.



Получение HBr и HI гидролизом бромидов и йодида фосфора:



Физические свойства:

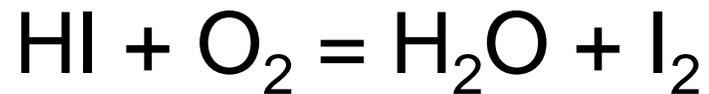
HCl, HBr и HI – газы, хорошо растворимы в воде:



Растворы галогенводородов в воде – сильные кислоты.

Соли хлориды, бромиды и йодиды – хорошо растворимы в воде (искл. Ag^+ , Pb^{2+} , а также Hg_2Cl_2 , BiI_3).

Все галогенводороды сильные восстановители (эта способность возрастает в ряду HCl – HBr - HI):



Кислородные соединения галогенов

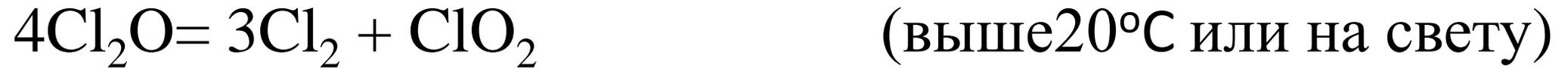
Галоген	Степень окисления					
	+1	+3	+4	+5	+6	+7
Cl	Cl_2O		ClO_2		Cl_2O_6	Cl_2O_7
Br	Br_2O	Br_2O_3	BrO_2		BrO_3	
I			I_2O_4	I_2O_5		

Оксиды хлора

Формула	Cl_2O	ClO_2	Cl_2O_6	Cl_2O_7
Степень окисления	+1	+4	+6	+7
$T_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	-120,6	-59	3,5	-91,5
$T_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	2	11	203	81
Внешний вид	Желто-коричневый газ	Желто-зеленый газ	Темно-красная жидкость	Бесцветная жидкость

Cl₂O

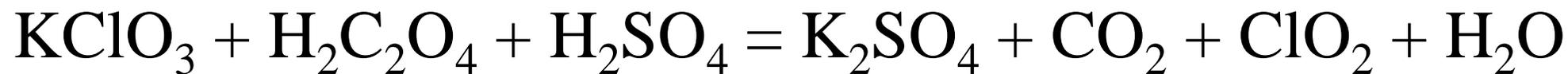
газ с резким запахом, ядовит, хорошо растворим в воде.



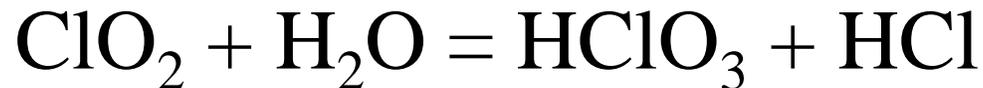
Оксид хлора (IV), диоксид хлора – ClO₂

Бурый газ с резким запахом, ядовит и взрывчат. Сильный окислитель

Получение:

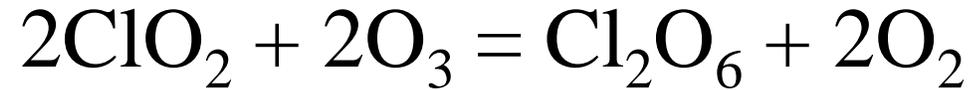


Реагирует с водой и щелочами:



Оксид хлора (VI) – Cl₂O₆

Получение:



При комн. темп. разлагается:



Взаимодействует с водой и щелочами:



Оксид хлора (VII), хлорный ангидрид – Cl_2O_7

Получение: $\text{HClO}_4 + \text{P}_4\text{O}_{10} = \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{HPO}_3$

Растворяется в воде: $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_4$ (хлорная)

Оксид йода (V), йодноватый ангидрид - I_2O_5

Получение: $2\text{HIO}_3 = \text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ (240°C)

При 300°C разлагается: $2\text{I}_2\text{O}_5 = 2\text{I}_2 + 5\text{O}_2$

Окислитель средней силы: $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{CO} = \text{I}_2 + \text{CO}_2$
(количественное определение угарного газа)

Кислородные кислоты галогенов

Кислота		pK_a	Соли
$HClO$	Хлорноватистая	7,53	Гипохлориты
$HClO_2$	Хлористая	2,00	Хлориты
$HClO_3$	Хлорноватая	-1,22	Хлораты
$HClO_4$	Хлорная	-10	Перхлораты

Взаимодействие с водой

В водном растворе HClO , HClO_2 , HBrO и H_5IO_6 – слабые кислоты:

- $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_{\text{K}} = 2,82 \cdot 10^{-8}$
- $\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_{\text{K}} = 1,07 \cdot 10^{-2}$
- $\text{HBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BrO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_{\text{K}} = 2,06 \cdot 10^{-9}$
- $\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_4\text{IO}_6^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_{\text{K}} = 2,82 \cdot 10^{-2}$;

Остальные кислородсодержащие кислоты – сильные:

- $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Биологическая роль фтора



Недостаток фтора в организме

В случае нехватки этого микроэлемента в человеческом организме человек начинает страдать от пародонтоза, который является очень сложным заболеванием, поскольку он способен значительно поражать десна, челюсти и провоцировать выпадение зубов. Кроме этого, дефицит фтора является причиной прогрессирующего кариеса, а также выпадения волос.

Суточная потребность в фторе 0,0015-0,004 мг в сутки

детям нужно 0,001 мг

Взрослым 0,003 мг





Избыток фтора в организме

Самыми распространенными последствиями избытка фтора могут стать постоянное слезотечение, сильная рвота и жидкий стул. У человека начинают кровоточить десна, отказывают почки и легкие, а также возникают серьезные проблемы с нервной системой. Кроме этого, избыток фтора сопровождается раздражениями кожи, хрупкостью зубов, судорогами, брадикардией, деформациями скелета и временной потерей голоса.



Биологическая роль хлора



Дефицит

Как правило, не наблюдают (обычный рацион содержит избыточное количество хлорид ионов - 7-10 г, до 90% из них - поваренная соль), хотя принципиально возможен. При грудном вскармливании материнское молоко содержит достаточное для ребенка количество хлора (11 ммоль/л хлора).

Суточная потребность в хлоре: 2,3 г

Избыток хлорид-ионов

Внимание: молекулярный хлор, а также многие его соединения обладают высокой токсичностью!

Причины избытка хлора

- избыточное поступление
- нарушение обмена

Последствия избытка хлора

- отеки, повышение артериального давления
- головная боль
- диспепсические явления



Биологическая роль йода



Суточная потребность в йоде: 150 мкг

Дефицит йода характерен

для районов с природным недостатком йода в почве, воде и местных пищевых продуктах, такие районы называются эндемическими. С целью нормализации ситуации в таких районах рекомендуется употребление йодированной соли.

Причины дефицита йода

Можно выделить два возможных глобальных фактора данного нарушения: недостаточное поступление элемента и чрезмерно быстрое некомпенсированное его выведение.

Последствия

- Увеличение щитовидной железы и формирование эндемического зоба.
- Нарушение выработки гормонов щитовидной железы.
- Снижение основного обмена, температуры тела.
- У детей – развитие кретинизма, отсталость в физическом и умственном развитии.

Причины избытка йода

избыточное поступление и нарушение его обмена

Избыток йода

Последствия избытка йода

- развитие тиреотоксикоза (увеличение уровня гормонов щитовидной железы)
- снижение массы тела
- диспептические расстройства
- ломкость и выпадение волос
- мышечная слабость, паралич
- снижение прочности скелета, разрушение зубов
- развитие токсикодермии (йододерма)
- формирование диффузного токсического зоба
- Тахикардия
- развитие йодизма (асептического воспаления) слизистых оболочек в местах интенсивного выделения йода (дыхательные пути, слюнные железы и пр.).

Спасибо
за
Ваше внимание!