

FФТОР
18,998 $2s^2 2p^5$

9

7
2

Галогены (солеобразующие)

ClХЛОР
35,453 $3s^2 3p^5$

17

7
8
2**Br**БРОМ
79,904 $4s^2 4p^5$

35

7
18
8
2**At**

85

[210]

 $6s^2 6p^5$

Астат

Электронные формулы



Вывод: галогены - p - элементы
На внешнем энергетическом
уровне 7 электронов, один из них
неспаренный.

ПОЧЕМУ?

F

Cl

Br

I

Увеличение радиуса атома

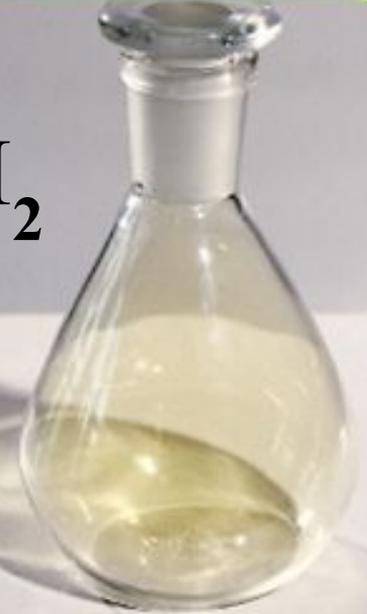
Увеличение
восстановительных свойств

Увеличение
окислительных
свойств





**Простые
вещества**



Химическая связь

К Н



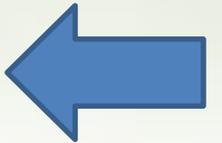
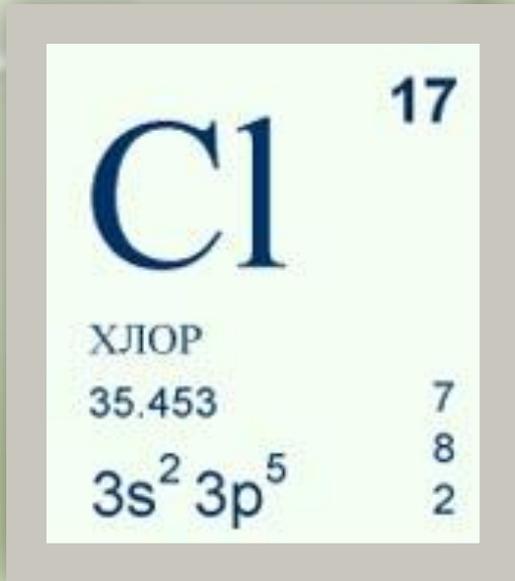
**Кристаллическая
решетка
молекулярная**



Вещество	Агрегатное сост. при н.у	Цвет	Запах	t плав. - C°.	Tкип. , C°.
ФТОР F_2	газ, не сжижается	Светло- жёлтый.	Резкий, раздра- жающий.	-220	-188
ХЛОР	Газ, сжижаю- щийся при обычной t под давлением.	Желто- зелёный.	Резкий, удушливый	-101	-34
БРОМ Br_2	Жидкость	Буровато- коричневый	Резкий, зловонный.	-7	+58
ИОД I_2	Твердое в-во.	Черно- фиолетовый с металлич. блеском.	Резкий	+114	+186

Хлор

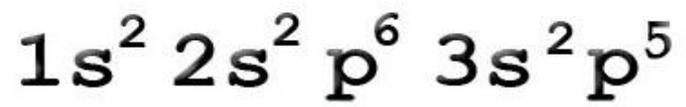
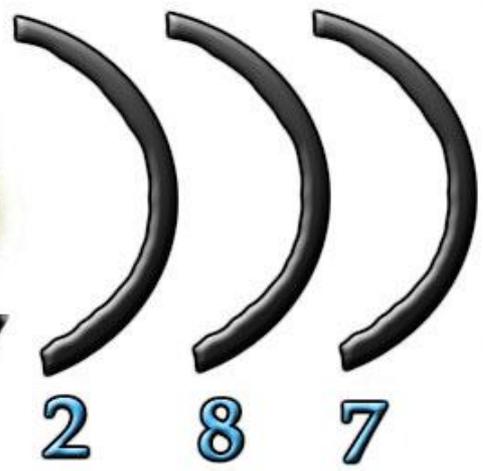




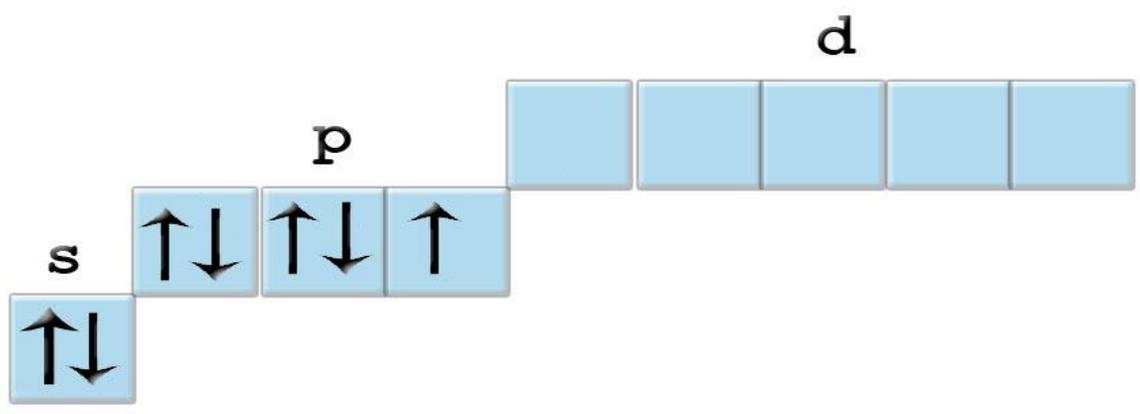
C1



e=17

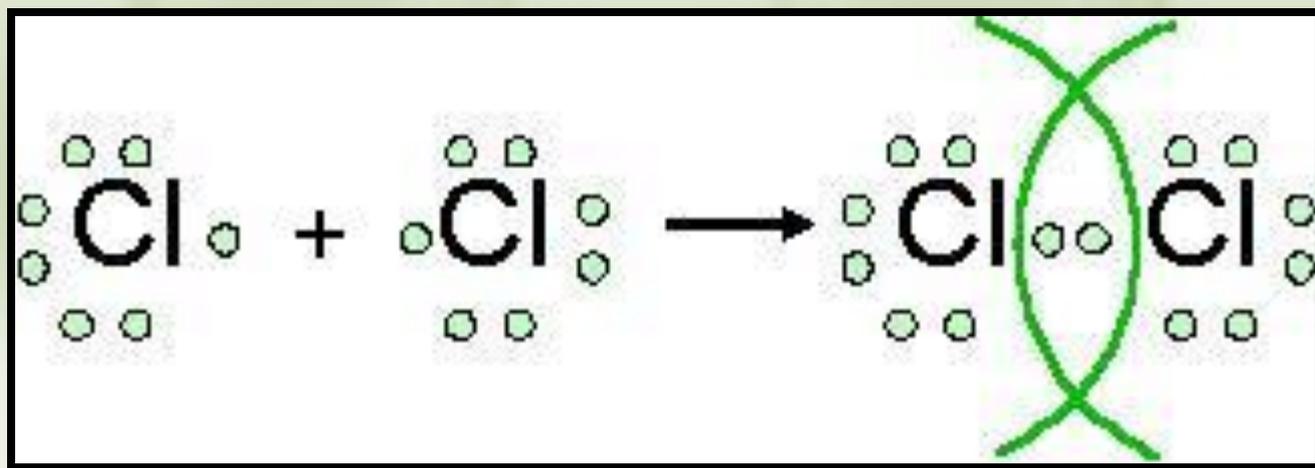


3



Молекула хлора

Молекула хлора двухатомна. Связь одинарна и образуется при перекрывании одноэлектронных *p*-облаков двух атомов хлора. Кроме того, в молекуле хлора имеет место донорно-акцепторное взаимодействие, упрочняющие связь.



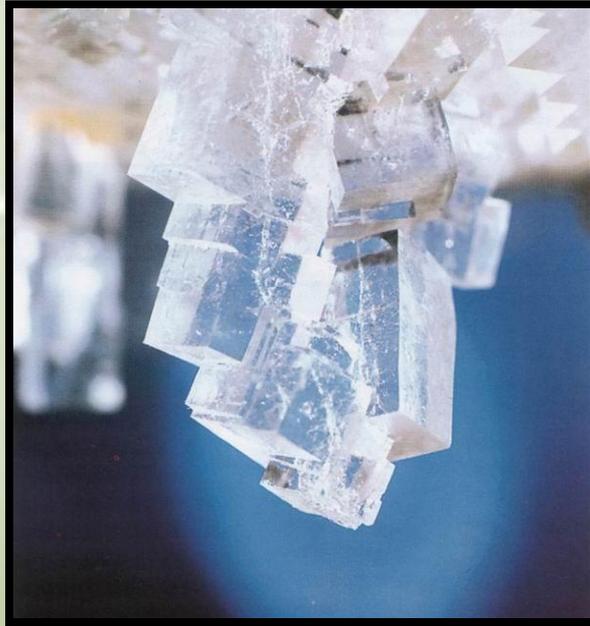
Физические свой



Минералы



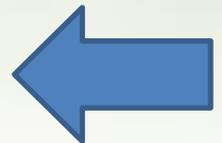
Карналлит



Каменная соль =
поваренная соль =
галит

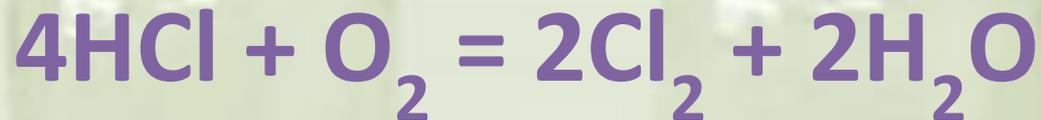


Сильвин



Получени

1. Электролиз **е** хлоридов щелочных металлов (**NaCl, KCl**).
2. Окисление HCl кислородом воздуха



3. **В** лаборатории



Получени



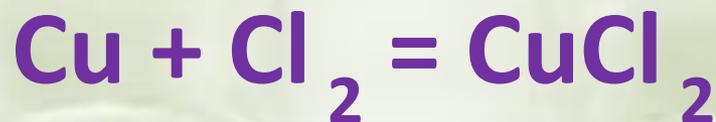
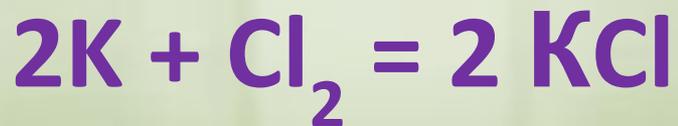
Химические свойства

Хлор – активный окислитель. Энергично реагирует с металлами и большинством неметаллов (за исключением O_2 , N_2 и благородных газов). Вступает также в реакции диспропорционирования, для протекания которых наиболее благоприятна щелочная среда, способствующая образованию простых и сложных анионов.

С

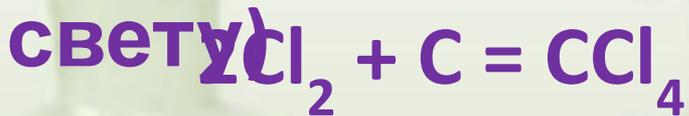
Металлами

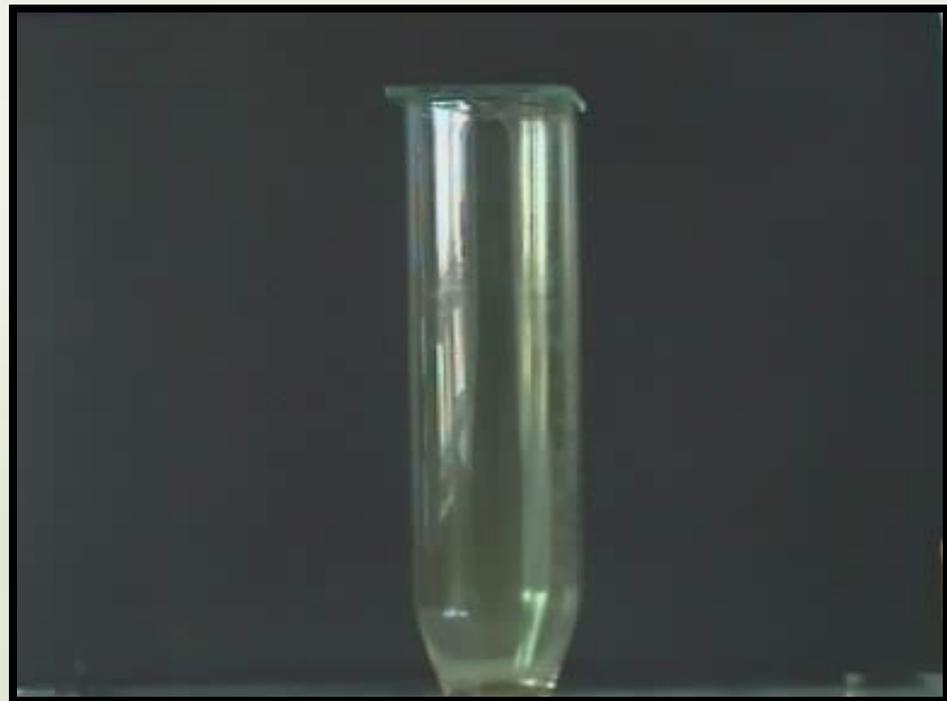
Хлор - один из самых активных неметаллов. При взаимодействии с металлами с переменной валентностью (Fe, Cr) в отличие от соляной кислоты заставляет их проявлять большую степень окисления:



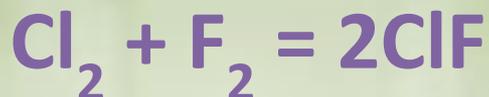


Неметаллами





Образует соединения с другими галогенами:



С Водой

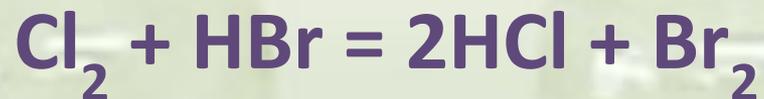
Хлор растворяется в воде (в 1 объеме воды растворяется 2 объема хлора) с образованием "хлорной воды":



Со щелочами



С Бескислородными Кислотами



С

Солями



Хлор В

органике

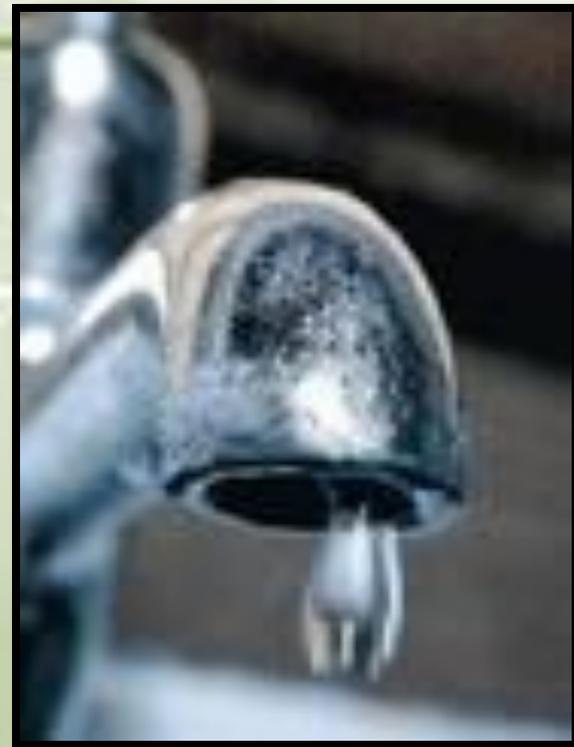
Хлор является активным реагентом в органическом синтезе. Его атомы входят в состав молекул соединений, относящихся к различным классам органических веществ.



Гомологи бензола + Cl_2 (на свету) = замещение по радикальному механизму (Cl к альфа-Н)



- Для обеззараживания воды — «хлорирования».
- В химическом производстве соляной кислоты, хлорной извести, бертолетовой соли, хлоридов металлов, ядов, лекарств, удобрений.



- Производство хлорорганических инсектицидов — веществ, убивающих вредных для посевов насекомых, но безопасных для растений. На получение средств защиты растений расходуется значительная часть производимого хлора.
- Использовался как оружие массового поражения и в производстве других отравляющих веществ массового поражения: иприт, фосген.



□ Во всех кислородных соединениях галогены проявляют положительную степень окисления, достигшую семи у высших кислородных соединений хлора.

оксиды	кислоты		Названия солей
	формула	название	
Cl_2O	HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
(Cl_2O_3)	HClO_2	Хлористая	Хлориты
ClO_2	-	-	-
(Cl_2O_5)	HClO_3	Хлорноватая	Хлораты
Cl_2O_7	HClO_4	Хлорная	Перхлораты

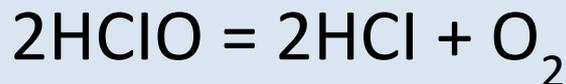
Хлорноватистая кислота

□ Получение:



□ Свойства :

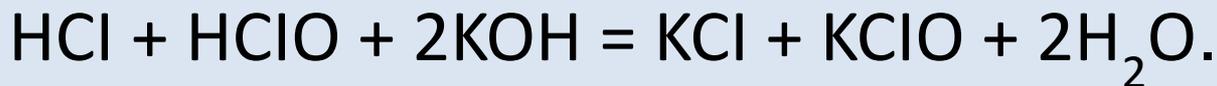
- очень неустойчива :



- очень сильный окислитель; её образованием при взаимодействии хлора с водой объясняются белящие свойства хлора;

- образует соли – гипохлориты;

- взаимодействует с щелочью



Гипохлориты – соли хлорноватистой кислоты

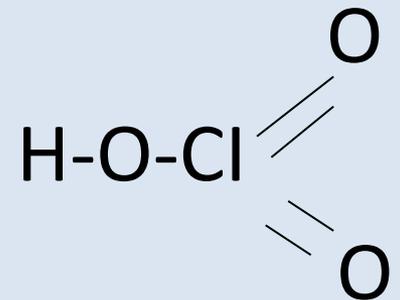
- Смесь солей хлорноватистой и соляной кислот называется *жавелевой водой* и применяется для отбеливания:



- Гипохлорит кальция ($\text{Ca}(\text{ClO})_2$)- *белильная или хлористая известь* применяется для отбели растительного волокна (тканей, бумаги), для дезинфекции выгребных ям, отхожих мест, сточных канав и т.д., для дегазации местности, заражённой отравляющими веществами.

Хлорноватая кислота

□ Строение молекулы:



□ Физические свойства:

- жидкость.

□ Химические свойства:

- сильный окислитель.

Хлораты - соли хлорноватой кислоты

- Получение хлората калия:



- Свойства хлората калия:

при нагревании разлагаются



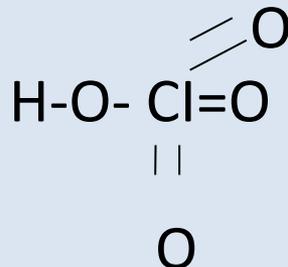
Образует смеси, сильно взрывающиеся при ударе, с горючими веществами (серой, углём, фосфором).

- Применение бертолетовой соли:

- в артиллерийском деле,
- пиротехнике,
- производстве спичек.

Хлорная кислота

□ Строение молекулы



□ Физические свойства:

- жидкость,

- без цвета,

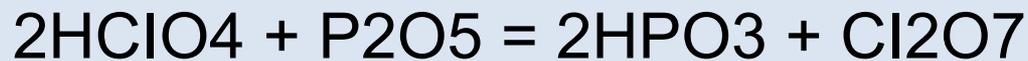
- замерзает при температуре -112°C .

□ Химические свойства:

- очень устойчивая,

- очень сильная кислота, $\alpha = 88\%$.

- Взаимодействует с фосфорным ангидридом с образованием хлорного ангидрида



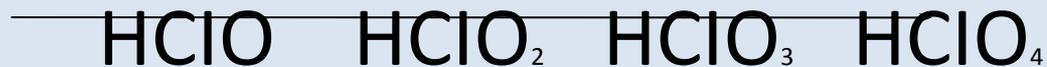
□ Выводы

С увеличением валентности хлора растёт устойчивость его кислородных кислот, а их окислительная способность уменьшается:



—————→
окислительные свойства уменьшаются.

Сила кислородных кислот хлора увеличивается с увеличением степени окисления последнего:



сила кислот увеличивается.

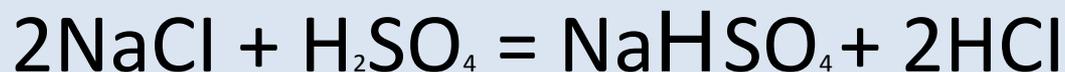
физические свойства хлороводорода

- газ;
- без цвета;
- с резким запахом;
- легко обращается в жидкость;
- хорошо растворяется в воде (в 1л воды 500л хлороводорода);
- температура плавления -112°C ;
- температура кипения -84°C .
- К нагреванию менее устойчив по сравнению с фтороводородом, но более устойчив в сравнении с бромоводородом и йодоводородом.

Получение хлороводорода

□ В промышленности:

действие концентрированной серной кислоты
на соли галогеноводородных кислот



(при очень сильном нагревании).

Соляная кислота

□ Получение:

- растворением хлороводорода в воде;
- синтез путём сжигания водорода в струе хлора

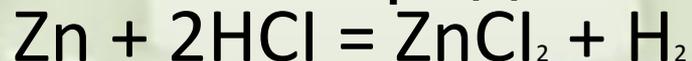


□ Физические свойства:

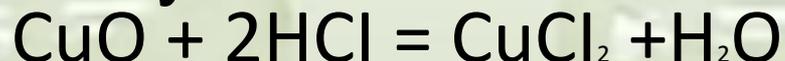
- жидкость;
- бесцветная;
- с резким запахом.

□ Химические свойства:

- легко вступает во взаимодействие с металлами, выделяя водород и образуя соли
– хлориды



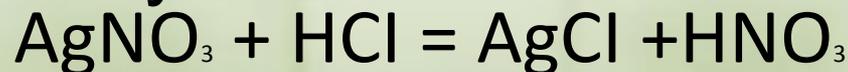
- взаимодействует с основными оксидами



- взаимодействует с основаниями



- взаимодействует с солями



- взаимодействует с аммиаком с образованием солей аммония



- взаимодействует с хлорной известью

