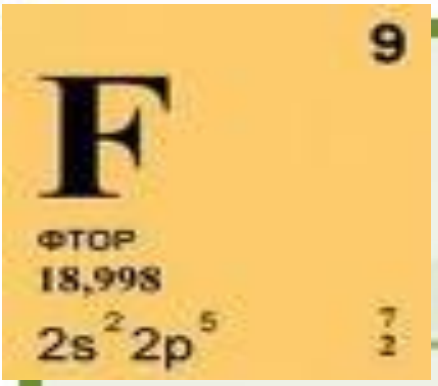
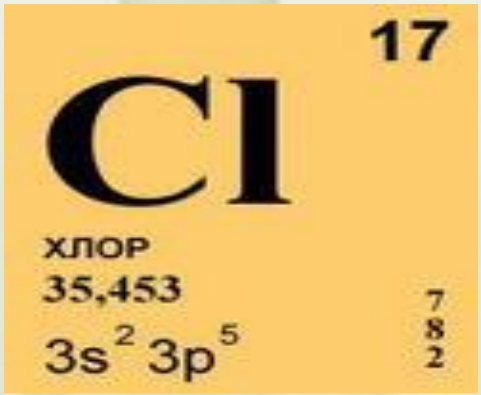
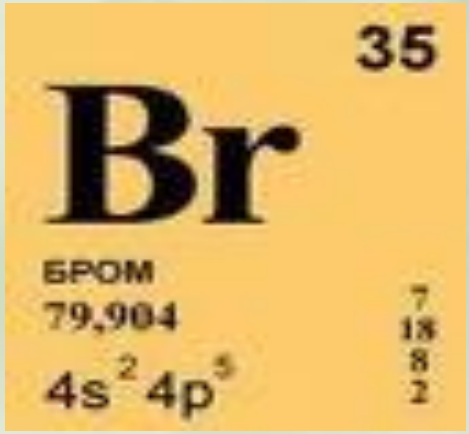
Галогены
(солеобразующие)







Электронные формулы

F $1S^2 2S^2 2P^5$

S^2 P^5

Cl $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$

Br …$4S^2 4P^5$

I …$5S^2 5P^5$

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

ПОЧЕМУ?

Увеличение радиуса атома

F

Cl

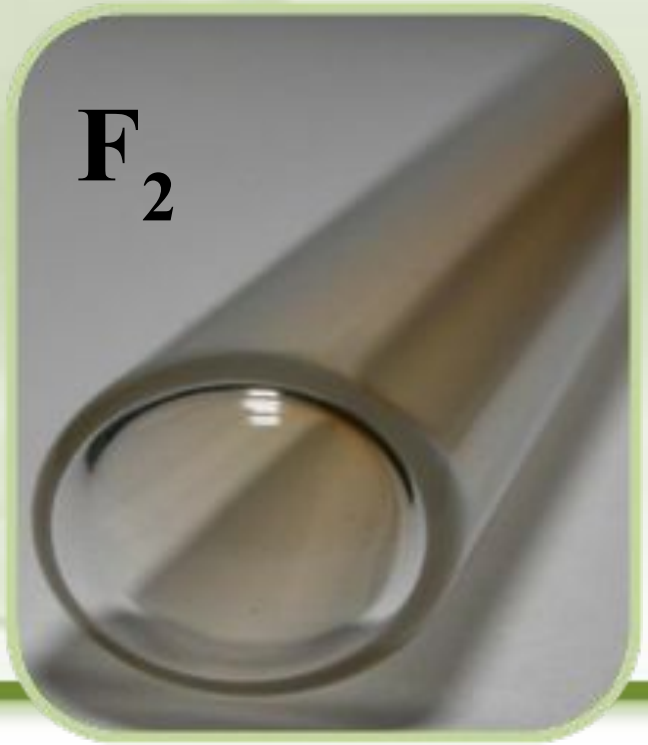
Br

J

Увеличение восстановительных свойств

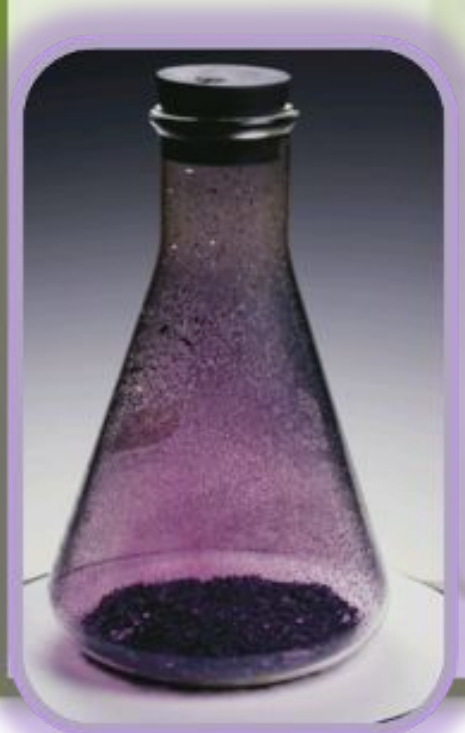
Увеличение окислительных свойств

Простые вещества



Химическая связь

к Н

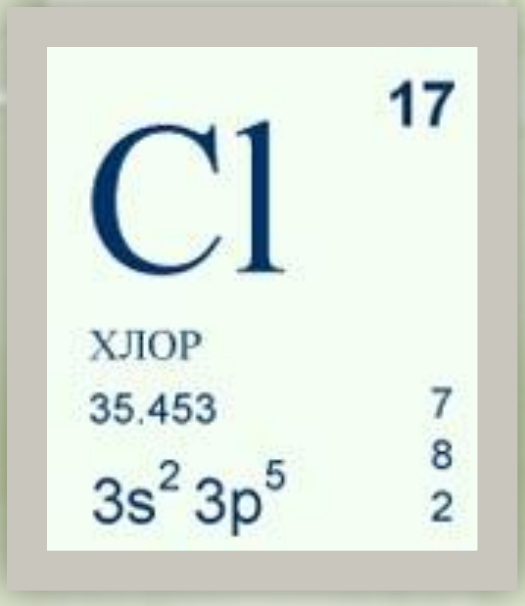


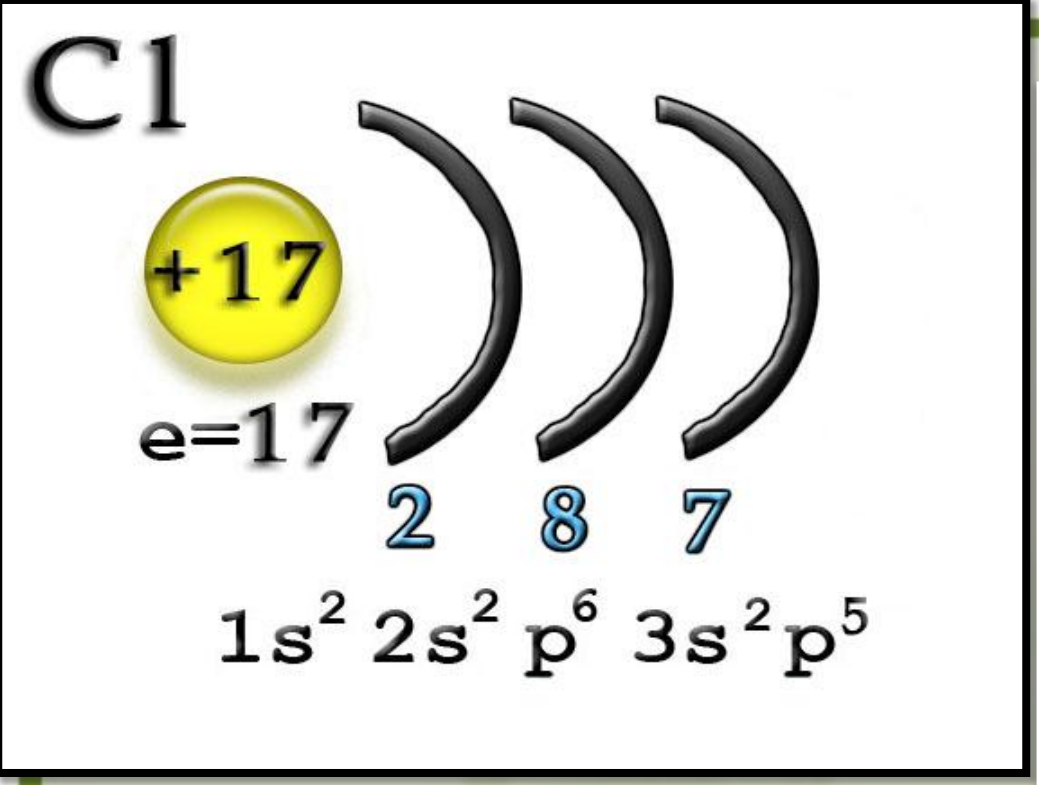
Кристаллическая решетка

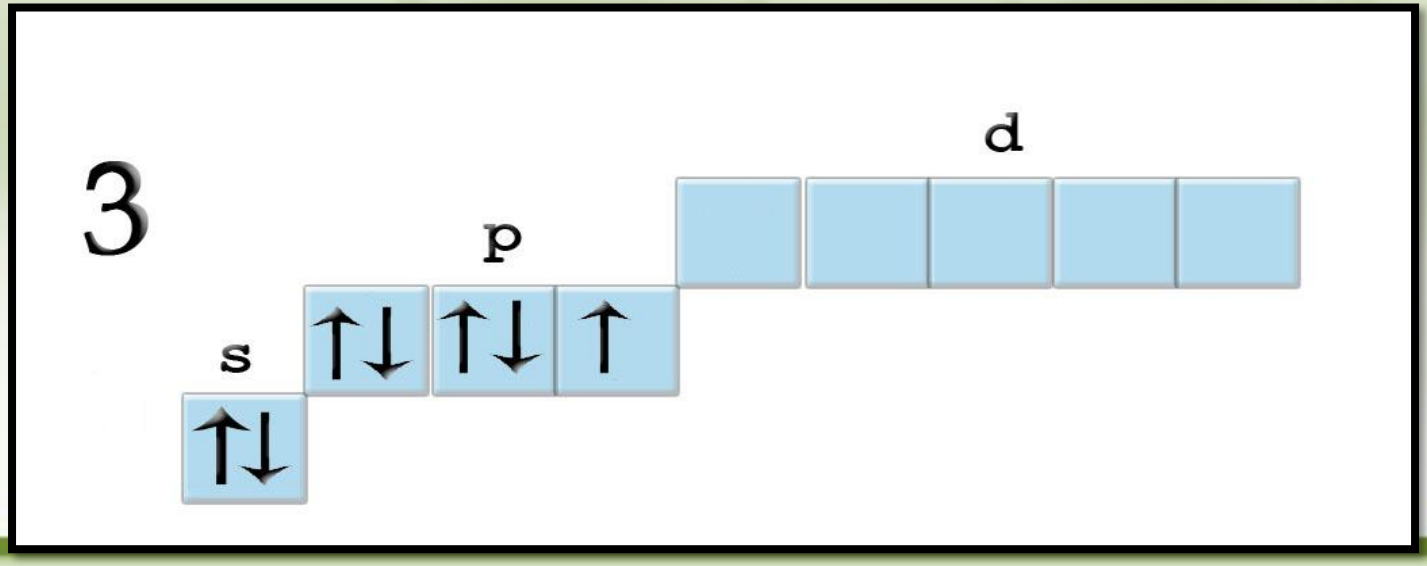
молекулярная

Вещество	Агрегатное сост. при н.у.	Цвет	Запах	t плав. - C^0.	Ткип. , C^0.
ФТОР F_2	газ, не сжижается	Светло-жёлтый.	Резкий, раздражающий.	-220	-188
ХЛОР	Газ, сжижающийся 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 металич. блеском.	Резкий	+114	+186

Хлор

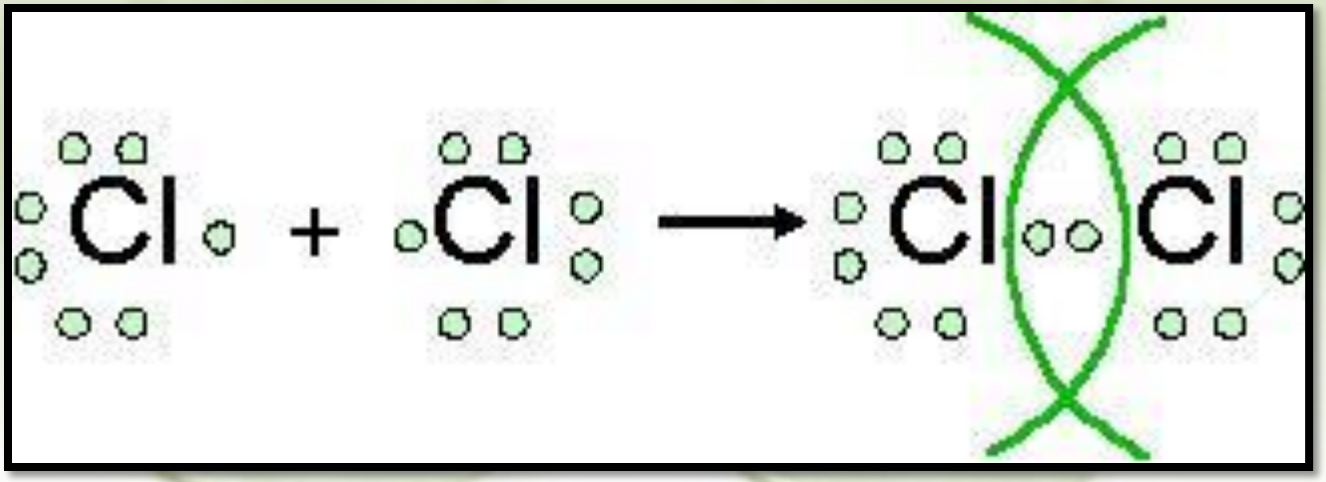

17
Cl
ХЛОР
35.453
7
8
2
3s2 3p5


Cl
+17
e=17
2 8 7
1s² 2s² p⁶ 3s² p⁵


3
s
p
d

Молекула хлора

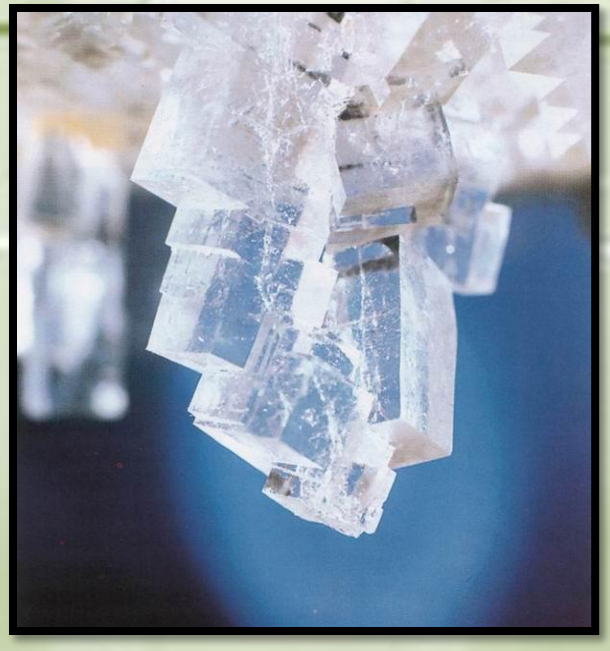
Молекула хлора двухатомна. Связь одинарна и образуется при перекрывании одноэлектронных *p*-облаков двух атомов хлора. Кроме того, в молекуле хлора имеет место донорно-акцепторное взаимодействие, упрочняющие связь.



Физические свой

Минералы

Карналлит



Каменная соль = поваренная соль = галит

Сильвин

Получение

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

$$4HCl + O_2 = 2Cl_2 + 2H_2O$$

3. **В** лаборатории

$$2KMnO_4 + 16HCl\ (конц.) = 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$$

$$MnO2 + 4\ HCl = MnCl2 + Cl2 + 2\ H2O$$

$$6HCl + KClO3 = 3Cl2 + KCl + 3H2O$$

Получение

$$2KMnO_4 + 16HCl\ (конц.) = 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$$

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:

$$2K + Cl_2 = 2KCl$$

$$2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3$$

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

$$Cu + Cl_2 = CuCl_2$$

$Cu+Cl_2=CuCl_2$

$2Fe+3Cl_2 = 2FeCl_3$

С Неметаллами

$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ (на свету)

$2Cl_2 + C = CCl_4$

$3Cl_2 + 2P$ (крист.) $= 2PCl_3$

$5Cl_2 + 2P = 2PCl_5$

$$5Cl_2 + 2Sb = 2SbCl_5$$

Образует соединения с другими галогенами:

$$Cl_2 + F_2 = 2ClF$$

$$Cl_2 + 3F_2 = 2ClF_3,\ t = 200–400\ °C$$

$$Cl_2 + 5F_2 = 2ClF_5$$

С Водой

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

$$Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$$

Со щелочами

$Cl_2 + 2KOH$(хол) $= KCl + KClO$(гипохлорит) $+ H_2O$

$Cl_2 + 6KOH$(гор) $= 5KCl + KClO_3$(хлорат) $+ 3H_2O$

С Бескислородными Кислотами

$Cl_2 + HBr = 2HCl + Br_2$

$Cl_2 + HI = 2HCl + I_2$

С Солями

$Cl_2 + 2NaI = 2NaCl + I_2$

$Cl_2 + FeCl_2 = 2FeCl_3$

Хлор в органике

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

1. $C_nH_{2n+2} + Cl_2$ **(на свету)** $= C_nH_{2n+1}Cl + HCl$ [р. Семенова]
2. $C_nH_{2n} + Cl_2 = C_nH_{2n}Cl_2$
3. $C_nH_{2n-2} + Cl_2$ – в несколько стадий
4. $C_6H_6 + Cl_2\ (AlCl_3) = C_6H_5Cl + HCl$

$C_6H_6 + Cl_2$ **(на свету) = гексахлоран**

Гомологи бензола + Cl2 (на свету) = замещение по радикальному механизму (Cl к альфа-H)

5. $R\text{-}CH_2\text{-}COOH + Cl_2\ (PCl_5) = R\text{-}CHCl\text{-}COOH + HCl$

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

- 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:

$$Cl_2 + H_2O \leftrightarrow HClO + HCl.$$

- Свойства :

- очень неустойчива :

$$2HClO = 2HCl + O_2$$

- очень сильный окислитель; её образованием при взаимодействии хлора с водой объясняются белящие свойства хлора;
- образует соли – гипохлориты;
- взаимодействует с щелочью

$$HCl + HClO + 2KOH = KCl + KClO + 2H_2O.$$

Гипохлориты – соли хлорноватистой кислоты

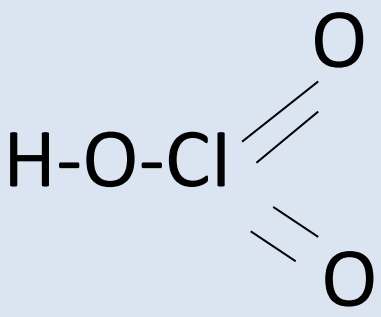
- Смесь солей хлорноватистой и соляной кислот называется *жавелевой водой* и применяется для отбеливания:

$$2KOH + Cl_2 = KClO + KCl + H_2O.$$

- Гипохлорит кальция ($Ca(ClO)_2$)- *белильная или хлористая известь* применяется для отбелки 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:

$$3KClO = KClO_3 + 2KCl \text{ (при нагревании)}$$

$$6KOH + 3Cl_2 = 5KCl + KClO3 + 3H_2O$$

(горячий р-р)

- Свойства хлората калия:

при нагревании разлагаются

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 .$$

(бертолетова соль)

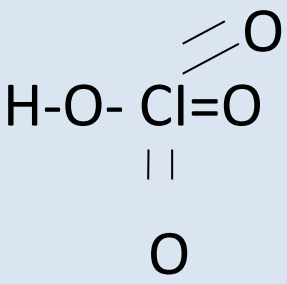
Образует смеси, сильно взрывающиеся при ударе, с горючими веществами (серой, углём, фосфором).

- Применение бертолетовой соли:

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

Хлорная кислота

- Строение молекулы



- Физические свойства:

-жидкость,

- без цвета,

- замерзает при температуре -112˚С.

- Химические свойства:

- очень устойчивая,

- очень сильная кислота, α = 88%.

- Взаимодействует с фосфорным ангидридом с образованием хлорного ангидрида

$$2HClO_4 + P_2O_5 = 2HPO_3 + Cl_2O_7$$

Выводы

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

$HClO$ $HClO_2$ $HClO_3$ $HClO_4$

→

окислительные свойства уменьшаются.

Сила кислородных кислот хлора увеличивается с увеличением степени окисления последнего:

$HClO$ $HClO_2$ $HClO_3$ $HClO_4$

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˚С;
- температура кипения -84˚С.
- 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

$$2NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + 2HCl$$

(при очень сильном нагревании).

Соляная кислота

- Получение:

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

$H_2 + Cl_2 = 2HCl + 183,1$ кДж.

- Физические свойства:

-жидкость;
- бесцветная;
- с резким запахом.

- Химические свойства:

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

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$$

- взаимодействует с основными оксидами

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$$

- взаимодействует с основаниями

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$$

-взаимодействует с солями

$$AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$$

- взаимодействует с аммиаком с образованием солей аммония

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

- взаимодействует с хлорной известью

$$Ca(ClO)_2 + 4HCl = CaCl_2 + 2Cl_2 + 2H_2O$$