

# Характеристика элементов VII группы главной подгруппы Хлор

Выполнила Ширяева София  
ХБ-5

## 17. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ										
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	1	<b>(H)</b>						<b>H</b> <sup>1</sup> Водород 1,00797	<b>He</b> <sup>2</sup> Гелий 4,0026	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <span>Обозначение элемента</span> <span>Атомный номер</span> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 5px auto; width: 60px;"> <b>Li</b><sup>3</sup> Литий 6,939                 </div> <div style="text-align: right; margin-top: 5px;">Относительная атомная масса</div>		
II	2	<b>Li</b> <sup>3</sup> Литий 6,939	<b>Be</b> <sup>4</sup> Бериллий 9,0122	<b>B</b> <sup>5</sup> Бор 10,811	<b>C</b> <sup>6</sup> Углерод 12,01115	<b>N</b> <sup>7</sup> Азот 14,0067	<b>O</b> <sup>8</sup> Кислород 15,9994	<b>F</b> <sup>9</sup> Фтор 18,9984	<b>Ne</b> <sup>10</sup> Неон 20,179			
III	3	<b>Na</b> <sup>11</sup> Натрий 22,9898	<b>Mg</b> <sup>12</sup> Магний 24,305	<b>Al</b> <sup>13</sup> Алюминий 26,9815	<b>Si</b> <sup>14</sup> Кремний 28,086	<b>P</b> <sup>15</sup> Фосфор 30,9738	<b>S</b> <sup>16</sup> Сера 32,064	<b>Cl</b> <sup>17</sup> Хлор 35,453	<b>Ar</b> <sup>18</sup> Аргон 39,948			
IV	4	<b>K</b> <sup>19</sup> Калий 39,102	<b>Ca</b> <sup>20</sup> Кальций 40,08	21 44,956 <b>Sc</b> Скандий	22 47,90 <b>Ti</b> Титан	23 50,942 <b>V</b> Ванадий	24 51,996 <b>Cr</b> Хром	25 54,9380 <b>Mn</b> Марганец	26 55,847 <b>Fe</b> Железо	27 58,9330 <b>Co</b> Кобальт	28 58,71 <b>Ni</b> Никель	
	5	29 63,546 <b>Cu</b> Медь	30 65,37 <b>Zn</b> Цинк	31 69,72 <b>Ga</b> Галлий	32 72,59 <b>Ge</b> Германий	33 74,9216 <b>As</b> Мышьяк	34 78,96 <b>Se</b> Селен	35 79,904 <b>Br</b> Бром	36 83,80 <b>Kr</b> Криптон			
V	6	37 85,47 <b>Rb</b> Рубидий	38 87,62 <b>Sr</b> Стронций	39 88,905 <b>Y</b> Иттрий	40 91,22 <b>Zr</b> Цирконий	41 92,906 <b>Nb</b> Ниобий	42 95,94 <b>Mo</b> Молибден	43 [99] <b>Tc</b> Технеций	44 101,07 <b>Ru</b> Рутений	45 102,905 <b>Rh</b> Родий	46 106,4 <b>Pd</b> Палладий	
	7	47 107,868 <b>Ag</b> Серебро	48 112,40 <b>Cd</b> Кадмий	49 114,82 <b>In</b> Индий	50 118,69 <b>Sn</b> Олово	51 121,75 <b>Sb</b> Сурьма	52 127,60 <b>Te</b> Теллур	53 126,9044 <b>I</b> Иод	54 131,30 <b>Xe</b> Ксенон			
VI	8	55 132,905 <b>Cs</b> Цезий	56 137,34 <b>Ba</b> Барий	57 138,91 <b>La*</b> Лантан	72 178,49 <b>Hf</b> Гафний	73 180,948 <b>Ta</b> Тантал	74 183,85 <b>W</b> Вольфрам	75 186,2 <b>Re</b> Рений	76 190,2 <b>Os</b> Осмий	77 192,2 <b>Ir</b> Иридий	78 195,09 <b>Pt</b> Платина	
	9	79 196,967 <b>Au</b> Золото	80 200,59 <b>Hg</b> Ртуть	81 204,37 <b>Tl</b> Таллий	82 207,19 <b>Pb</b> Свинец	83 208,980 <b>Bi</b> Висмут	84 [210]* <b>Po</b> Полоний	85 [210] <b>At</b> Астат	86 [222] <b>Rn</b> Радон			
VII	10	87 [223] <b>Fr</b> Франций	88 [226] <b>Ra</b> Радий	89 [227] <b>Ac**</b> Актиний	104 [261] <b>Rf</b> Резерфордий	105 [262] <b>Db</b> Дубний	106 [263] <b>Sg</b> Сиборгий	107 [262] <b>Bh</b> Борий	108 [265] <b>Hs</b> Хассий	109 [266] <b>Mt</b> Мейтнерий	110	

Ланты ноды**	58 140,12 <b>Ce</b> Церий	59 140,907 <b>Pr</b> Празеодим	60 144,24 <b>Nd</b> Неодим	61 [147]* <b>Pm</b> Прометий	62 150,35 <b>Sm</b> Самарий	63 151,96 <b>Eu</b> Европий	64 157,25 <b>Gd</b> Гадолиний	65 158,924 <b>Tb</b> Тербий	66 162,50 <b>Dy</b> Диспрозий	67 164,930 <b>Ho</b> Гольмий	68 167,26 <b>Er</b> Эрбий	69 168,934 <b>Tm</b> Тулий	70 173,04 <b>Yb</b> Иттербий	71 174,97 <b>Lu</b> Лютеций
Акти ноды**	90 232,038 <b>Th</b> Торий	91 [231] <b>Pa</b> Протактиний	92 238,03 <b>U</b> Уран	93 [237] <b>Np</b> Нептуний	94 [244] <b>Pu</b> Плутоний	95 [243] <b>Am</b> Америций	96 [247] <b>Cm</b> Кюрий	97 [247] <b>Bk</b> Берклий	98 [252]* <b>Cf</b> Калифорний	99 [254] <b>Es</b> Эйнштейний	100 [257] <b>Fm</b> Фермий	101 [257] <b>Md</b> Менделевий	102 [255] <b>No</b> Нобелий	103 [256] <b>Lr</b> Лоуренсий

## Характеристика элементов подгруппы VIIA

	F	Cl	Br	I	At
Э:	$ns^2np^5$ – p-элементы, типические				
	<del><math>2d^0</math></del> $3d^{10}4s^24p^5$ $nd^0$ $4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$				
	кайносимметричность				
хар. В(Э):	1	1, 3, 5, 7			1, 3, 5
хар. С.О.(Э):	-1, 0,				
	(+4), (+6)      (+4)      +1, +3, +5, +7				
	$r_{ков.} \uparrow$ ; $I \downarrow$ ; $E_{ca} \downarrow$ ; $\chi(ЭО) \downarrow$ ; немет. св-ва $\downarrow$ ; мет $\uparrow$				
	н/металл				

# Характеристические соединения

-1	0	+1	+3	+4	+5	+6	+7
HF	F <sub>2</sub>						
HCl	Cl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> O		ClO <sub>2</sub>		ClO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
		HClO	HClO <sub>2</sub>			HClO <sub>3</sub>	
		NaClO		NaClO <sub>2</sub>			
		Ca(ClO) <sub>2</sub>				KClO <sub>3</sub>	
						Ba(ClO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	
							Mg(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>
HBr	Br <sub>2</sub>	HBrO			HBrO <sub>3</sub>		HBrO <sub>4</sub>
					NaBrO <sub>3</sub>		KBrO <sub>4</sub>
HI	I <sub>2</sub>				I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>
		HIO		HIO <sub>3</sub>		K <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>	
					KIO <sub>3</sub>		KH <sub>4</sub> IO <sub>6</sub>

Э:	F	Cl	Br	I	At
			<b>В природе</b>		
сколько: кора, w %	$8 \cdot 10^{-2}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-5}$	$\approx 1 \cdot 10^{-4}$	?
	относительно много		мало		
степень конц-ии:	рудобразующие		рассеянные		
состояние:			связанные		
	<b>Минеральные формы:</b>				
	$\text{CaF}_2$ Плавленый шпат $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ Фторапатит	$\text{NaCl}$ Галит $\text{KCl}$ Сильвин $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ карналлит	$\text{I}_2$ Скважины Водоросли		
			Вулканы		

# Нахождение в природе

В земной коре хлор - самый распространённый галоген.

Поскольку хлор очень активен, в природе он встречается только в виде соединений в составе минералов:

*Галит*  
*NaCl*



Галит (фиолетовый). Саксония-Анхальт,  
Германия.



Галит синий. Нью-Мексико,  
США

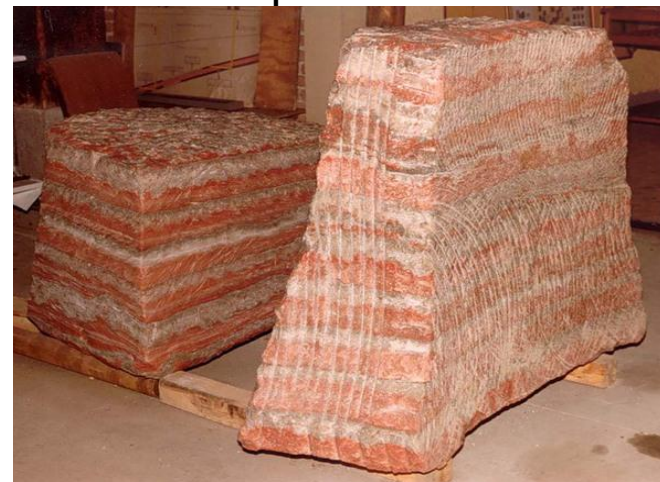
## Сильвин



Сильвин, Германия. Музей им. А.Е.  
Ферсмана

Сильвин и галит,  
Соликамск. Музей им. А.Е.  
Ферсмана

## Сильвинит $KCl \cdot$



Na

Сильвинит. Верхнекамское  
месторождение (Пермский край)

Сильвинит или калийная соль.  
Добыча

# Бишофит

$\text{MgCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$



Бишофит. Минерал  
Волгоградской области





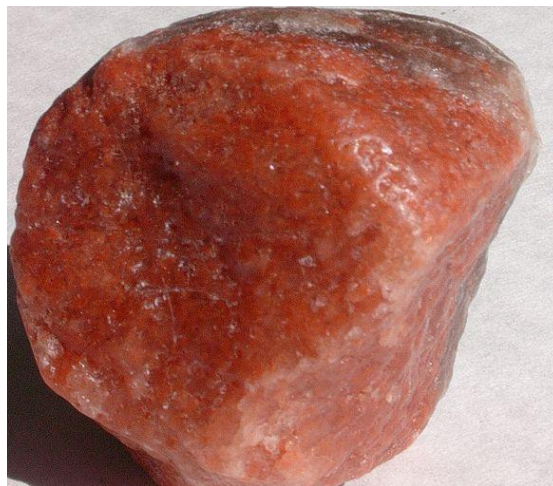
*Карналлит*  
 $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$



Рудник №2, Прикарпатъе,  
Украина



Галит и  
карналлит



Каинит  
 $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$



Каинит. Брауншвейг,  
Германия

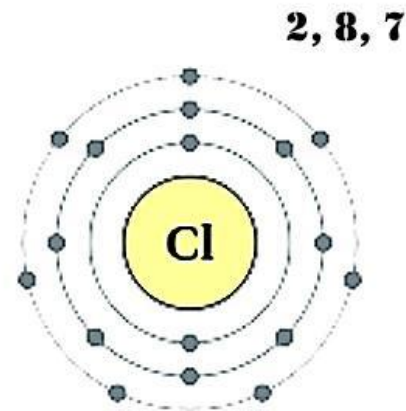


Калуш, Украина

# Характеристика химического элемента

- Хлор – элемент VII А группы.  
Порядковый номер 17
- Относительная атомная масса:  
35,4527 а. е. м. (г/моль)
- Количество протонов, нейтронов, электронов: 17,18,17

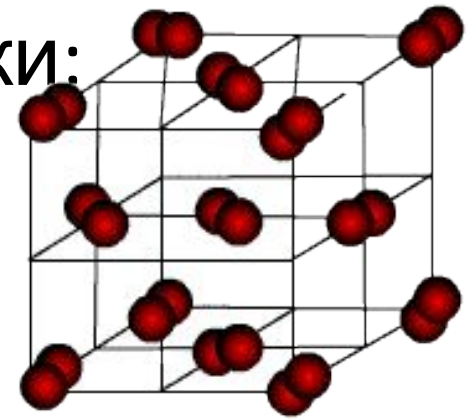
Строение атома:



- Электронная формула:  $\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Типичные степени окисления: -1, 0, +1, +3, +4, +5, +7
- Энергия ионизации:  
1254,9(13,01) кДж/моль (эВ)
- Сродство к электрону: 349 (кДж/моль)
- Электроотрицательность по Полингу: 3,20

# Характеристика простого вещества

- Тип связи: ковалентная неполярная
- Молекула двухатомная
- Изотопы:  $^{35}\text{Cl}$  (75,78 %) и  $^{37}\text{Cl}$  (24,22 %)
- Тип кристаллической решетки:  
молекулярная



Молекулярная  
кристаллическая  
решётка

# Термодинамические параметры

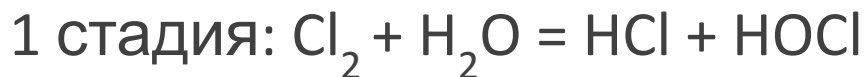
Параметр	Значение
$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ (298 К, газ)	0 (кДж/моль)
$S^\circ_{\text{обр}}$ (298 К, газ)	222,9 (Дж/моль·К)
$\Delta H_{\text{плавления}}$	6,406 (кДж/моль)
$\Delta H_{\text{кипения}}$	20,41 (кДж/моль)
Энергия гомолитического разрыва связи X-X	243 (кДж/моль)
Энергия гетеролитического разрыва связи X-X	1150 (кДж/моль)

# Физические свойства

Свойство	Значение
Цвет (газ)	Жёлто-зелёный
Температура кипения	-34 °C
Температура плавления	-100 °C
Температура разложения (диссоциации на атомы)	~1400 °C
Плотность (газ, н.у.)	3,214 г/л
Теплоемкость (298 К, газ)	34,94 (Дж/моль·К)
Критическая температура	144 °C
Критическое давление	76 атм
Запах	Резкий,

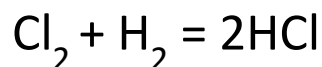
# Химические свойства

## 1. Реакция дисмутации («хлорная вода»)

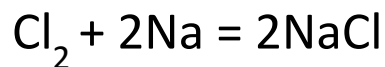


## 2. Окисление простых веществ

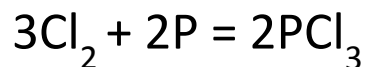
а) с водородом:



б) с металлами:



в) с некоторыми менее электроотрицательными  
неметаллами:



С кислородом, углеродом и азотом хлор  
непосредственно **не реагирует!**

О  
К  
И  
С  
С  
Л  
В  
И  
О  
Т  
Й  
Е  
С  
Л  
Т  
Ь  
В  
Н  
А  
Ы  
Е

9	Фтор	18,998	$2s^2 2p^5$
17	Хлор	35,452	$3s^2 3p^5$
35	Бром	79,904	$3d^{10} 4s^2 4p^5$
53	Иод	126,905	$4d^{10} 5s^2 5p^5$
85	Астат	(210)	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$

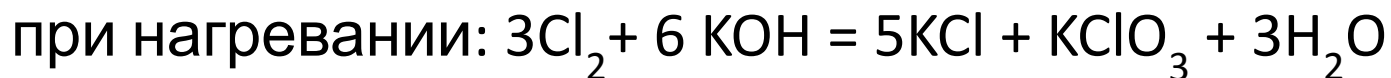


### 3. Взаимодействие со сложными веществами

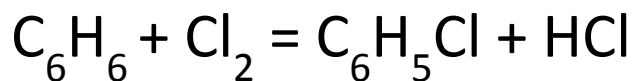
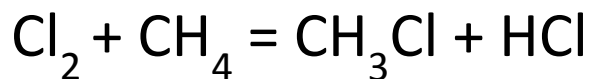
а) с водой: см. выше реакция дисмутации

б) с кислородсодержащими кислотами: **не реагирует!**

в) с растворами щелочей:



д) со многими органическими веществами:



# Важнейшие соединения хлора

*Хлороводород, хлористый водород*

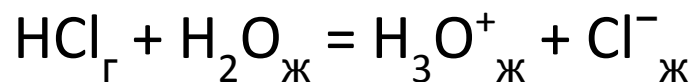
Бесцветный, <sup>(HCl)</sup> термически устойчивый газ (при н.у.)

с резким запахом, дымящий во влажном воздухе,

легко растворяется в воде с

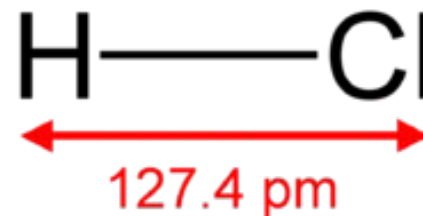
образованием *хлороводородной (соляной) кислоты*.

При растворении в воде протекают следующие процессы:



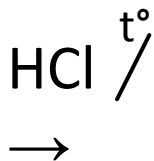
Процесс растворения сильно экзотермичен.

Соляная кислота образует соли — *хлориды*

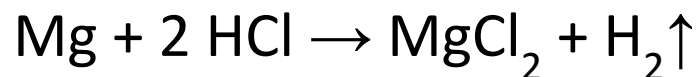


## Свойства соляной кислоты:

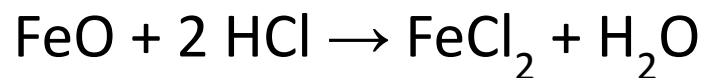
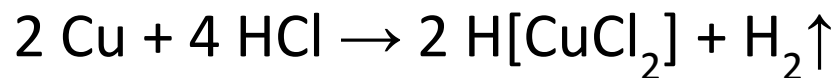
- Очень устойчива к нагреванию
- В воде кислота
- Слабый окислитель по протону
- Под действием сильных окислителей анион окисляется



Как окислитель реагирует:



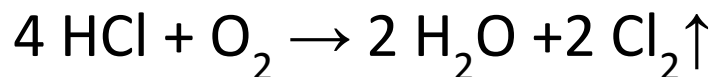
Конц. соляная кислота реагирует с медью:



При действии сильных окислителей или при электролизе хлороводород проявляет восстановительные свойства:

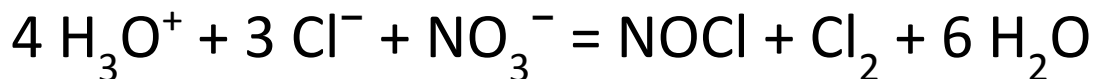


При нагревании окисляется кислородом (катализатор — хлорид меди(II)  $\text{CuCl}_2$ ):



Смесь 3v HCl : 1v HNO<sub>3</sub> называется *«царской водкой»*.

Она способна растворять даже золото и платину.

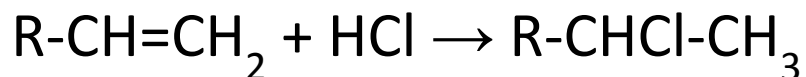


Расстворение идет благодаря высокой концентрации хлорид-ионов :



Для хлороводорода также характерны реакции

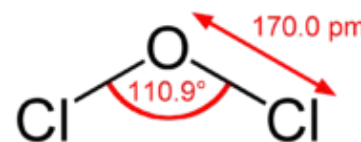
присоединения к кратным связям (электрофильное присоединение):



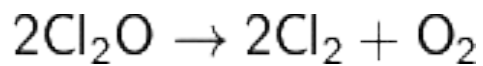
# Оксиды

Свойство	Cl <sub>2</sub> O	ClO <sub>2</sub>	(ClOClO <sub>3</sub> ) Cl <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>6</sub> (ж) ↔ 2ClO <sub>3</sub> (г)	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Цвет и состояние при комн. температуре	Жёлто-коричневый газ	Жёлто-зелёный газ	Светло-жёлтая жидкость	Тёмно-красная жидкость	Бесцветная жидкость
Степень окисления хлора	(+1)	(+4)	(+1), (+7)	(+6)	(+7)
Т. пл., °C	-120,6	-59	-117	3,5	-91,5
Т. кип., °C	2,0	11	44,5	203	81
$d$ (ж, 0°C), г*см <sup>-3</sup>	—	1,64	1,806	—	2,02
$\Delta H^\circ_{\text{обр}}$ (газ, 298 К), кДж*моль <sup>-1</sup>	80,3	102,6	~180	(155)	272
$\Delta G^\circ_{\text{обр}}$ (газ, 298 К), кДж*моль <sup>-1</sup>	97,9	120,6	—	—	—
$S^\circ_{\text{обр}}$ (газ, 298 К), Дж*К <sup>-1</sup> *моль <sup>-1</sup>	265,9	256,7	327,2	—	—
Дипольный момент $\mu$ , Д	0,78 ± 0,08	1,78 ± 0,01	—	—	0,72 ± 0,02

# Оксид хлора (I), оксид дихлора, ангидрид хлорноватистой кислоты ( $\text{Cl}_2\text{O}$ )



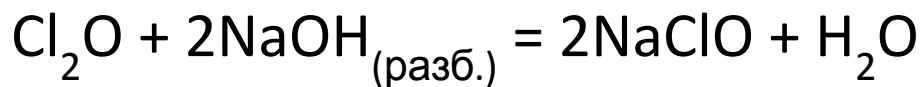
В нормальных условиях представляет собой буровато-жёлтый газ с характерным запахом, напоминающим запах хлора. При температурах ниже  $2^\circ\text{C}$  — жидкость золотисто-красного цвета. Ядовит: поражает дыхательные пути. При больших концентрациях взрывоопасен. Самопроизвольно медленно разлагается:



Кислотный и солеобразующий. Хорошо растворим в воде с образованием слабой хлорноватистой кислоты:



Быстро реагирует со щелочами:

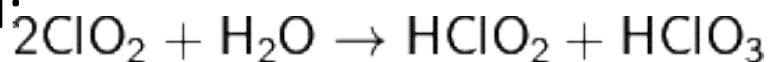


## Диоксид хлора, оксид хлора (IV), (ClO<sub>2</sub>)



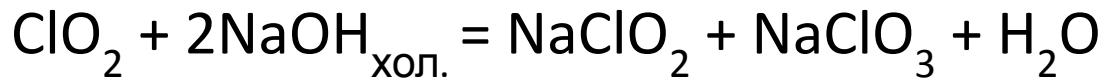
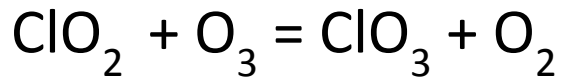
В нормальных условиях газ красновато-жёлтого цвета, с характерным запахом. При температурах ниже 10 °C ClO<sub>2</sub> представляет собой жидкость красно-коричневого цвета. Малоустойчив, взрывается на свету.

Кислотный оксид. При растворении в воде образуются хлористая и хлорноватая кислоты (реакция диспропорционирования). Разбавленные растворы на свету медленно разлагаются:





Проявляет окислительно-восстановительные свойства.

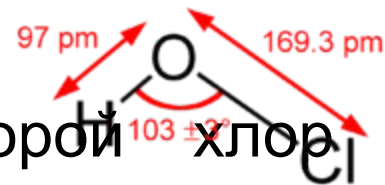


$\text{ClO}_2$  реагирует со многими с органическими соединениями и выступает окислителем средней

Выгодным считается обеззараживание воды при помощи диоксида хлора. Но в наши дни этот метод практически не применяется.



## Хлорноватистая кислота (HClO)

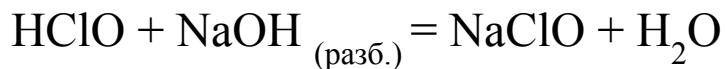


Очень слабая одноосновная кислота, в которой имеет степень окисления +1. Существует лишь в растворах.

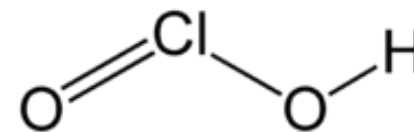
В водных растворах хлорноватистая кислота частично распадается на протон и гипохлорит-анион  $\text{ClO}^-$ :

$\text{HClO} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}^+$   
Неустойчива. Хлорноватистая кислота и её

соли — *гипохлориты* — сильные окислители. Реагирует с соляной кислотой HCl, образуя молекулярный хлор:



## Хлористая кислота (HClO<sub>2</sub>)

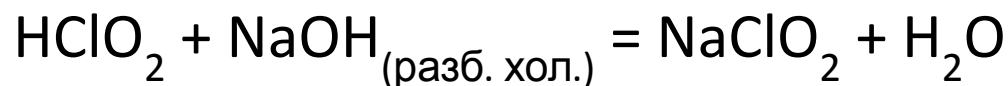


Одноосновная кислота средней силы.

В свободном виде неустойчива, даже в разбавленном водном растворе она быстро разлагается:



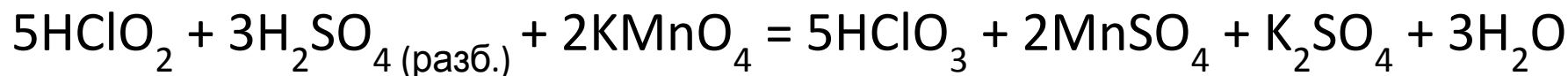
Нейтрализуется щелочами.



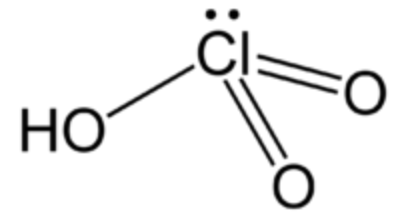
Ангидрид этой кислоты **неизвестен**.

Раствор кислоты получают из её солей - **хлоритов**.

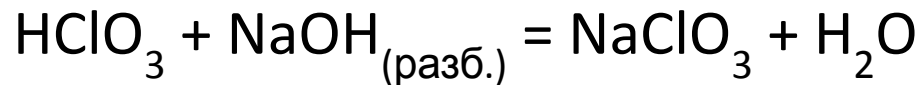
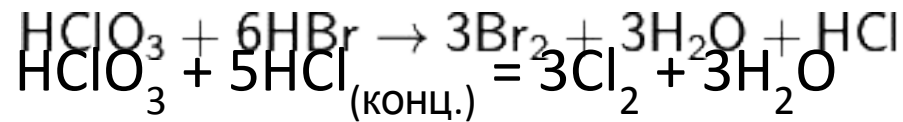
Преимущественно сильный окислитель:



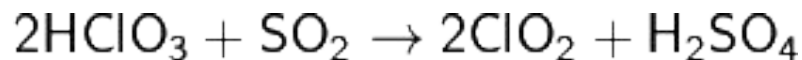
## Хлорноватая кислота (HClO<sub>3</sub>)



Сильная одноосновная кислота. Соли – *хлораты*. В свободном виде не получена; в водных растворах при концентрации ниже 30% на холоде довольно устойчива; в более концентрированных растворах распадается:  
Легко восстанавливается до соляной кислоты:



При пропускании смеси SO<sub>2</sub> и воздуха образуется диоксид хлора:



# Получение

Химические методы получения хлора малоэффективны и затратны. На сегодняшний день имеют в основном историческое значение:



## *Метод Шееле*

Первоначально промышленный способ получения хлора основывался на методе Шееле, то есть реакции пиролюзита с соляной кислотой:



# Получение

*Метод Дикона*

Метод получения хлора

каталитическим окислением хлороводорода кислородом воздуха.



*Электрохимические методы*

Сегодня хлор в промышленных масштабах получают вместе с гидроксидом

натрия и водородом путём электролиза раствора поваренной соли, основные процессы которого можно представить

суммарной формулой:  $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2 \uparrow$

*Самые большие запасы хлора содержатся в составе солей вод морей и океанов*



# Применение

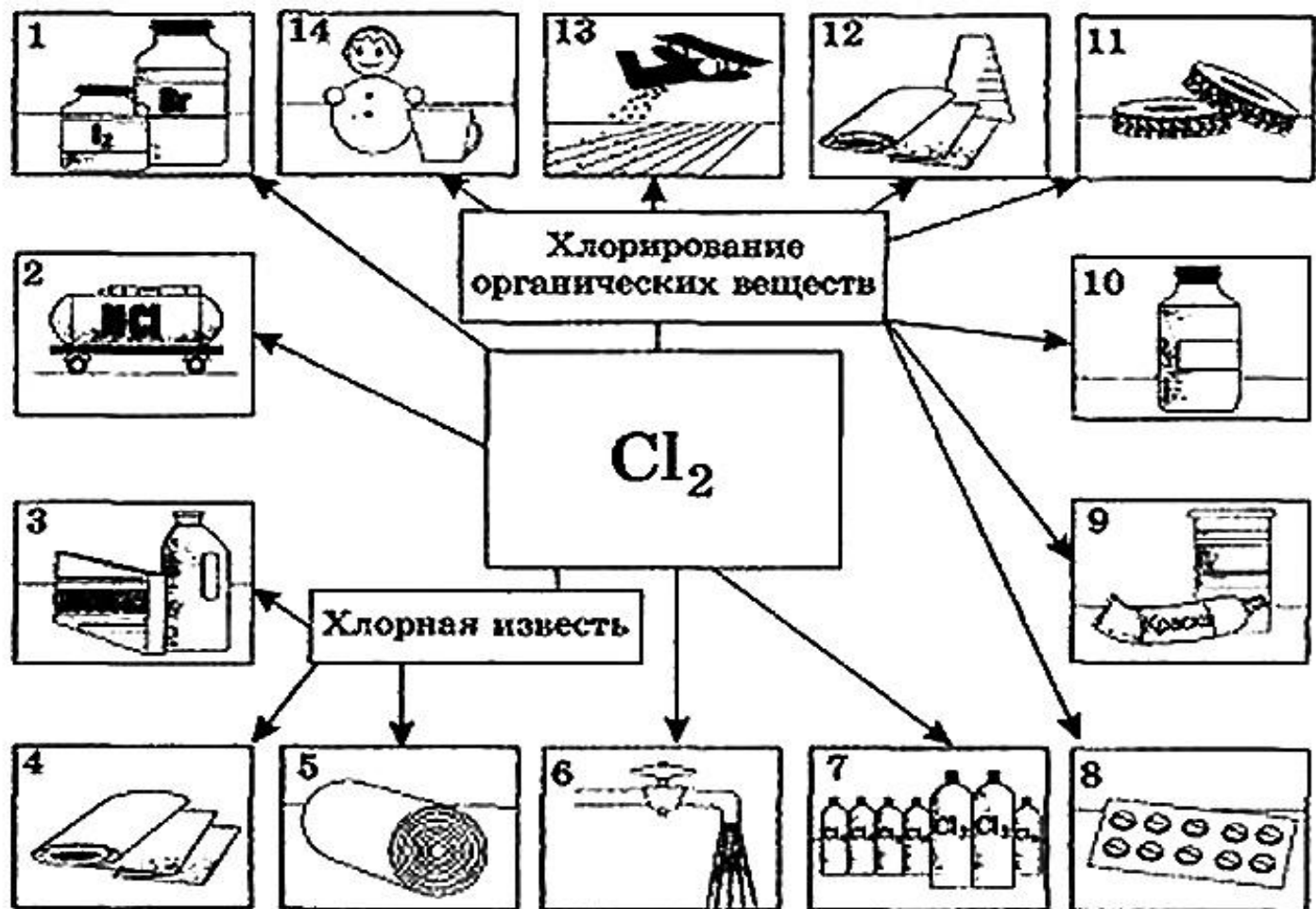


Рис. 20. Применение хлора и его соединений:

1 — получение брома и йода; 2 — производство хлороводорода и соляной кислоты; 3—5 — получение хлорной извести, используемой для дезинфекции (3), беления тканей (4) и бумаги (5); 6 — хлорирование воды; 7 — получение фосгена; 8—14 — производство химических продуктов и товаров (лекарств 8, красителей 9, растворителей 10, синтетического каучука 11, синтетических волокон 12, химических средств для защиты растений 13, пластмасс 14)



# Физиологическое действие

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).

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

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  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .



Бром и его пары сильно токсичны. Уже при содержании брома в воздухе в концентрации около 0,001 % (по объёму) наблюдается раздражение слизистых оболочек, головокружение, носовые кровотечения, а при более высоких концентрациях — спазмы дыхательных путей, удушье.

ПДК паров брома 0,5 мг/м<sup>3</sup>. Летальная доза для человека перорально составляет 14 мг/кг. 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. Рекомендуется обильное питье тёплого молока с минеральной водой или содой, кофе.

Жидкий бром при попадании на кожу вызывает болезненные и долго не заживающие ожоги.

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.

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 фторидов (натрия и/или олова) 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 воздуха.

Астат. Будучи схожим по химическим свойствам с иодом, астат радиотоксичен. При попадании в организм концентрируется в печени. Как и иод, астат способен накапливаться в щитовидной железе. Альфа-излучение астата поражает близлежащие ткани, приводит к нарушению их функции и в перспективе — к образованию опухолей. Кроме того, частичное накопление астата наблюдается в молочных железах.