

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	(H)						H ¹ Водород 1,00797	He ² Гелий 4,0026	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="text-align: center;">Обозначение элемента</div> <div style="text-align: center;">Атомный номер</div> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 5px auto; width: 80px;"> Li³ Литий 6,939 </div> <div style="text-align: right;">Относительная атомная масса</div>		
II	2	Li ³ Литий 6,939	Be ⁴ Бериллий 9,0122	B ⁵ Бор 10,811	C ⁶ Углерод 12,01115	N ⁷ Азот 14,0067	O ⁸ Кислород 15,9994	F ⁹ Фтор 18,9984	Ne ¹⁰ Неон 20,179			
III	3	Na ¹¹ Натрий 22,9898	Mg ¹² Магний 24,305	Al ¹³ Алюминий 26,9815	Si ¹⁴ Кремний 28,086	P ¹⁵ Фосфор 30,9738	S ¹⁶ Сера 32,064	Cl ¹⁷ Хлор 35,453	Ar ¹⁸ Аргон 39,948			
IV	4	K ¹⁹ Калий 39,102	Ca ²⁰ Кальций 40,08	21 44,956 Sc Скандий	22 47,90 Ti Титан	23 50,942 V Ванадий	24 51,996 Cr Хром	25 54,9380 Mn Марганец	26 55,847 Fe Железо	27 58,9330 Co Кобальт	28 58,71 Ni Никель	
	5	29 63,546 Cu Медь	30 65,37 Zn Цинк	31 69,72 Ga Галлий	32 72,59 Ge Германий	33 74,9216 As Мышьяк	34 78,96 Se Селен	35 79,904 Br Бром	36 83,80 Kr Криптон			
V	6	37 85,47 Rb Рубидий	38 87,62 Sr Стронций	39 88,905 Y Иттрий	40 91,22 Zr Цирконий	41 92,906 Nb Ниобий	42 95,94 Mo Молибден	43 [99] Tc Технеций	44 101,07 Ru Рутений	45 102,905 Rh Родий	46 106,4 Pd Палладий	
	7	47 107,868 Ag Серебро	48 112,40 Cd Кадмий	49 114,82 In Индий	50 118,69 Sn Олово	51 121,75 Sb Сурьма	52 127,60 Te Теллур	53 126,9044 I Иод	54 131,30 Xe Ксенон			
VI	8	55 132,905 Cs Цезий	56 137,34 Ba Барий	57 138,91 La* Лантан	72 178,49 Hf Гафний	73 180,948 Ta Тантал	74 183,85 W Вольфрам	75 186,2 Re Рений	76 190,2 Os Осмий	77 192,2 Ir Иридий	78 195,09 Pt Платина	
	9	79 196,967 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	81 204,37 Tl Таллий	82 207,19 Pb Свинец	83 208,980 Bi Висмут	84 [210]* Po Полоний	85 [210] At Астат	86 [222] Rn Радон			
VII	10	87 [223] Fr Франций	88 [226] Ra Радий	89 [227] Ac** Актиний	104 [261] Rf Резерфордий	105 [262] Db Дубний	106 [263] Sg Сиборгий	107 [262] Bh Борий	108 [265] Hs Хассий	109 [266] Mt Мейтнерий	110	

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

Характеристика элементов подгруппы VIIA

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

Характеристические соединения

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

Э:	F	Cl	Br	I	At
			В природе		
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		
	Минеральные формы:				
	CaF_2 Плавиковый шпат $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ Фторапатит	NaCl Галит KCl Сильвин $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ карналлит	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

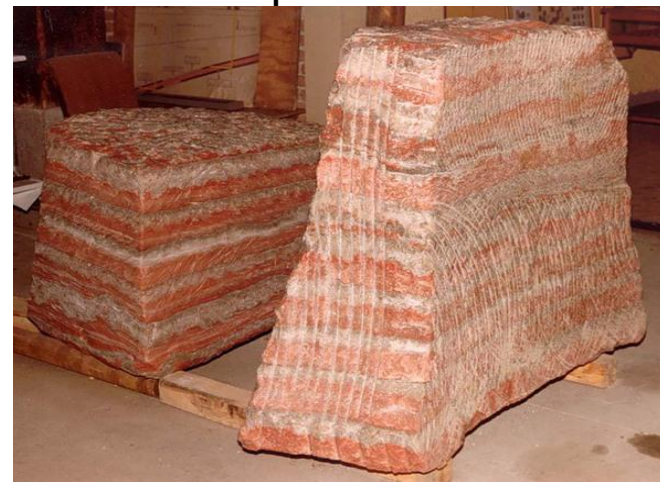
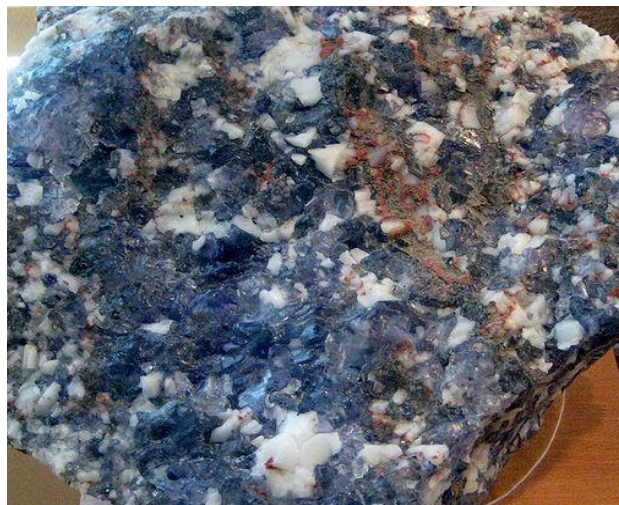
Сильвин



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



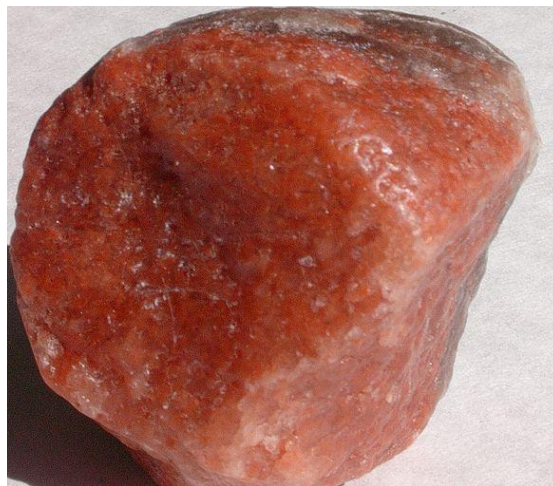
Карналлит
 $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$



Рудник №2, Прикарпатъе,
Украина



Галит и
карналлит



Каинит
 $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$



Каинит. Брауншвейг,
Германия

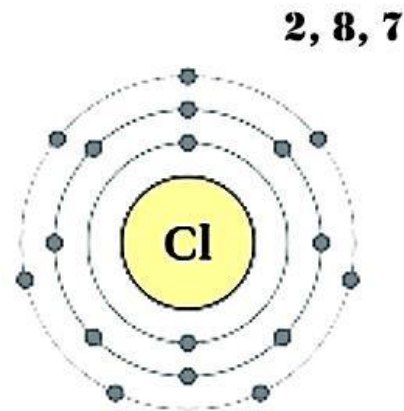


Калуш, Украина

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

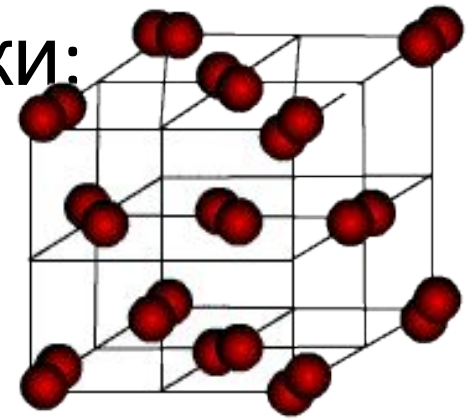
Строение атома:



- 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}Cl (75,78 %) и ^{37}Cl (24,22 %)
- Тип кристаллической решетки:
молекулярная



Молекулярная
кристаллическая
решётка

Термодинамические параметры

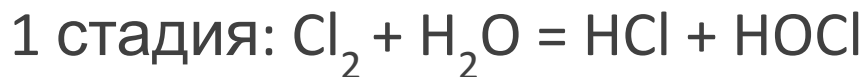
Параметр	Значение
$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ (298 К, газ)	0 (кДж/моль)
$S^\circ_{\text{обр}}$ (298 К, газ)	222,9 (Дж/моль·К)
$\Delta H_{\text{плавления}}$	6,406 (кДж/моль)
$\Delta H_{\text{кипения}}$	20,41 (кДж/моль)
Энергия гомолитического разрыва связи X-X	243 (кДж/моль)
Энергия гетеролитического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

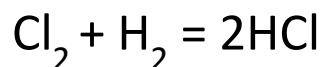
Химические свойства

1. Реакция дисмутации («хлорная вода»)

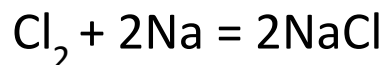


2. Окисление простых веществ

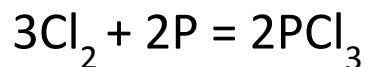
а) с водородом:



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

3. Взаимодействие со сложными веществами

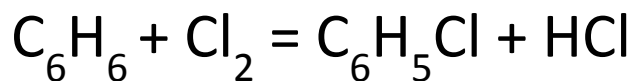
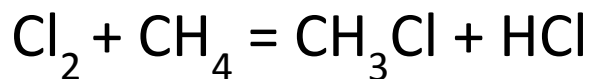
а) с водой: см. выше реакция дисмутации

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

в) с растворами щелочей:



д) со многими органическими веществами:



Важнейшие соединения хлора

Хлороводород, хлористый водород

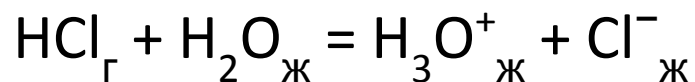
Бесцветный, ^(HCl) термически устойчивый газ (при н.у.)

с резким запахом, дымящий во влажном воздухе,

легко растворяется в воде с

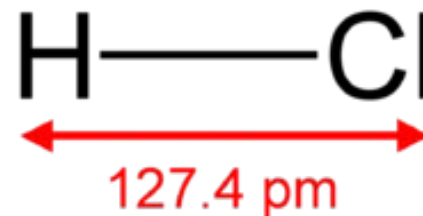
образованием *хлороводородной (соляной) кислоты*.

При растворении в воде протекают следующие процессы:



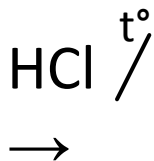
Процесс растворения сильно экзотермичен.

Соляная кислота образует соли — *хлориды*

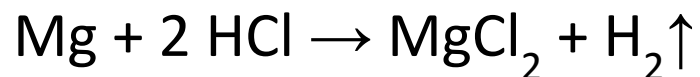


Свойства соляной кислоты:

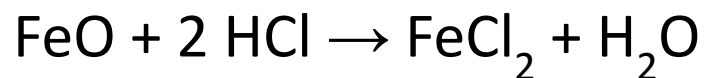
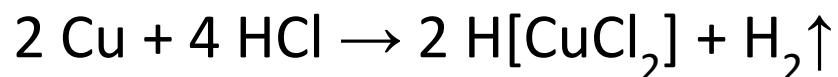
- Очень устойчива к нагреванию
- В воде кислота
- Слабый окислитель по протону
- Под действием сильных окислителей анион окисляется



Как окислитель реагирует:



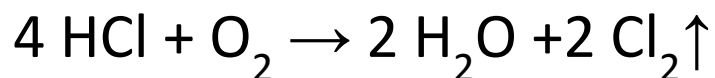
Конц. соляная кислота реагирует с медью:



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

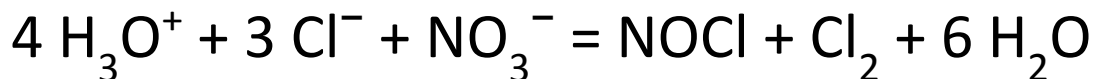


При нагревании окисляется кислородом (катализатор — хлорид меди(II) CuCl_2):



Смесь 3v HCl : 1v HNO₃ называется *«царской водкой»*.

Она способна растворять даже золото и платину.

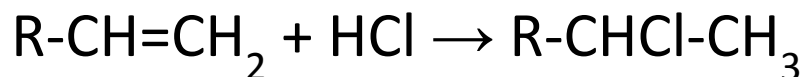


Расстворение идет благодаря высокой концентрации хлорид-ионов :



Для хлороводорода также характерны реакции

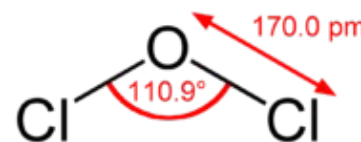
присоединения к кратным связям (электрофильное присоединение):



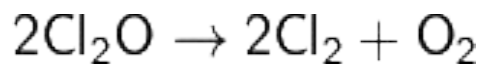
Оксиды

Свойство	Cl ₂ O	ClO ₂	(ClOClO ₃) Cl ₂ O ₄	Cl ₂ O ₆ (ж) ↔ 2ClO ₃ (г)	Cl ₂ O ₇
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
<i>d</i> (ж, 0°C), г*см ⁻³	—	1,64	1,806	—	2,02
ΔH° _{обр} (газ, 298 К), кДж*моль ⁻¹	80,3	102,6	~180	(155)	272
ΔG° _{обр} (газ, 298 К), кДж*моль ⁻¹	97,9	120,6	—	—	—
S° _{обр} (газ, 298 К), Дж*К ⁻¹ *моль ⁻¹	265,9	256,7	327,2	—	—
Дипольный момент μ, Д	0,78 ± 0,08	1,78 ± 0,01	—	—	0,72 ± 0,02

Оксид хлора (I), оксид дихлора, ангидрид хлорноватистой кислоты (Cl_2O)



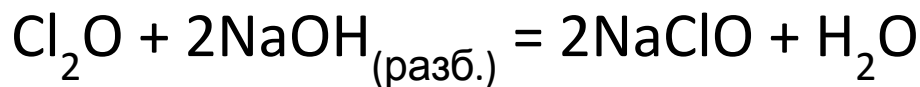
В нормальных условиях представляет собой буровато-жёлтый газ с характерным запахом, напоминающим запах хлора. При температурах ниже 2°C — жидкость золотисто-красного цвета. Ядовит: поражает дыхательные пути. При больших концентрациях взрывоопасен. Самопроизвольно медленно разлагается:



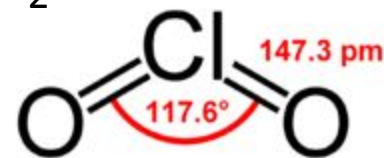
Кислотный и солеобразующий. Хорошо растворим в воде с образованием слабой хлорноватистой кислоты:



Быстро реагирует со щелочами:

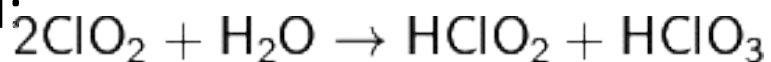


Диоксид хлора, оксид хлора (IV), (ClO₂)

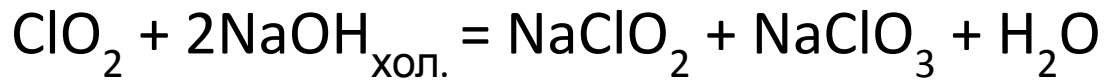
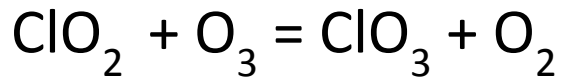


В нормальных условиях газ красновато-жёлтого цвета, с характерным запахом. При температурах ниже 10 °C ClO₂ представляет собой жидкость красно-коричневого цвета. Малоустойчив, взрывается на свету.

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



Проявляет окислительно-восстановительные свойства.

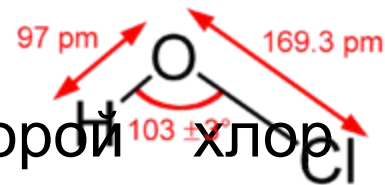


ClO_2 реагирует со многими с органическими соединениями и выступает окислителем средней

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



Хлорноватистая кислота (HClO)

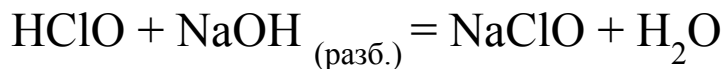


Очень слабая одноосновная кислота, в которой имеет степень окисления +1. Существует лишь в растворах.

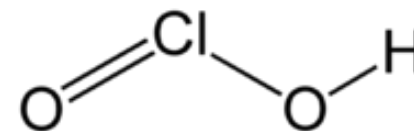
В водных растворах хлорноватистая кислота частично распадается на протон и гипохлорит-анион ClO^- :

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

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



Хлористая кислота (HClO₂)

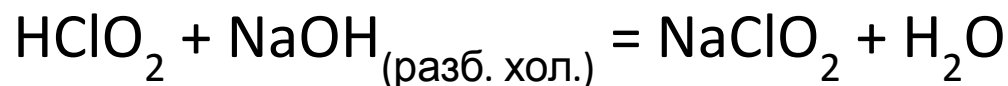


Одноосновная кислота средней силы.

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



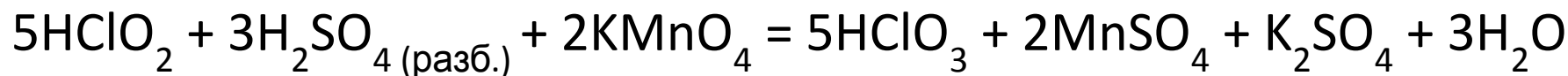
Нейтрализуется щелочами.



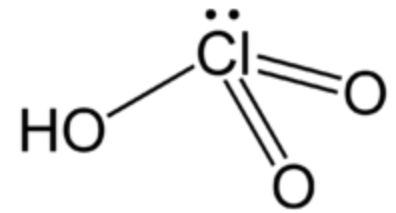
Ангидрид этой кислоты **неизвестен**.

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

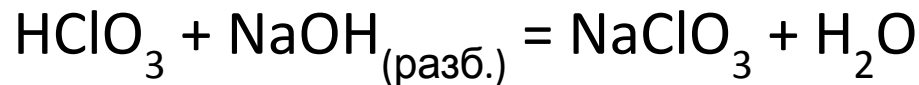
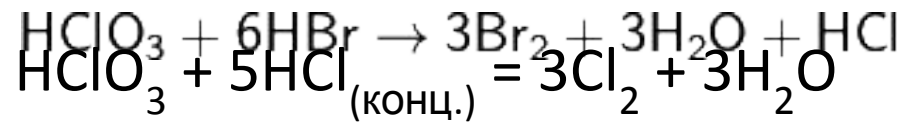
Преимущественно сильный окислитель:



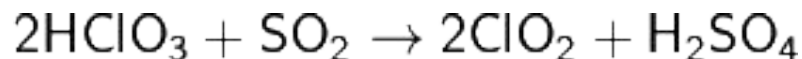
Хлорноватая кислота (HClO₃)



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 SO₂ 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:

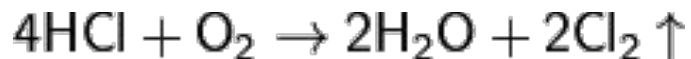


Получение

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

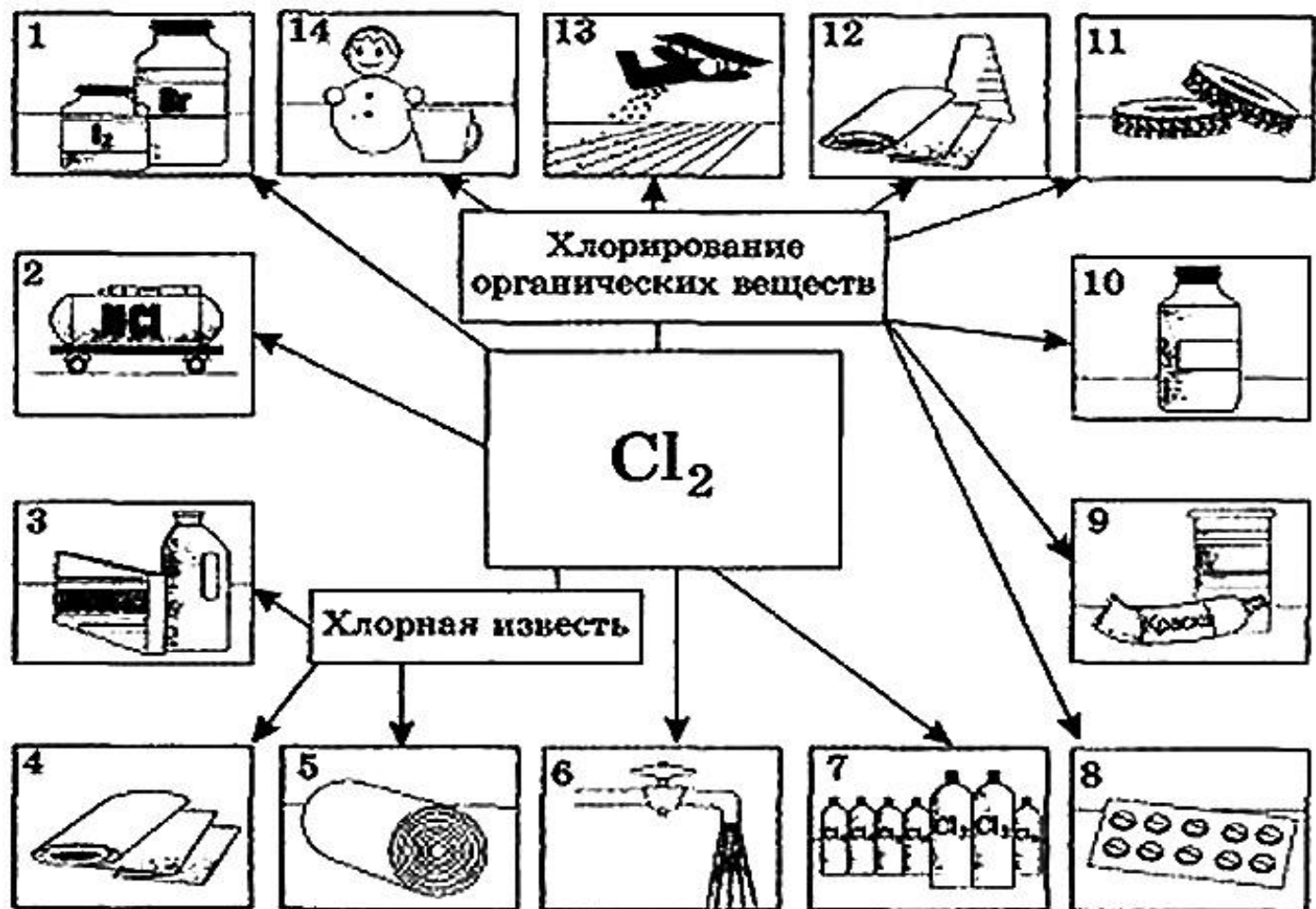


Рис. 20. Применение хлора и его соединений:

1 — получение брома и иода; 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/м³; максимально разовая — 0,1 мг/м³.

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 Na_2SO_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/м³. 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.