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 1,00797 Водород	He 2 4,0026 Гелий		
II	2	Li 3 6,939 Литий	Be 4 9,0122 Бериллий	B 5 10,811 Бор	C 6 12,01115 Углерод	N 7 14,0067 Азот	O 8 15,9994 Кислород	F 9 18,9984 Фтор	Ne 10 20,179 Неон		
III	3	Na 11 22,9898 Натрий	Mg 12 24,305 Магний	Al 13 26,9815 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,9738 Фосфор	S 16 32,064 Сера	Cl 17 35,453 Хлор	Ar 18 39,948 Аргон		
IV	4	K 19 39,102 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	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	Ga 31 69,72 Галлий	Ge 32 72,59 Германий	As 33 74,9216 Мышьяк	Se 34 78,96 Селен	Br 35 79,904 Бром	Kr 36 83,80 Криптон		
V	6	Rb 37 85,47 Рубидий	Sr 38 87,62 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	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,69 Олово	Sb 51 121,75 Сурьма	Te 52 127,60 Теллур	I 53 126,9044 Иод	Xe 54 131,30 Ксенон		
VI	8	Cs 55 132,905 Цезий	Ba 56 137,34 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	Tl 81 204,37 Таллий	Pb 82 207,19 Свинец	Bi 83 208,980 Висмут	Po 84 [210]* Полоний	At 85 [210] Астат	Rn 86 [222] Радон		
VII	10	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 [226] 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

Обозначение элемента — Атомный номер

Li 3 6,939 Литий

Относительная атомная масса

Лантаноиды*	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 Ho Гольмий	68 Er Эрбий	69 168,934 Tm Тулий	70 173,04 Yb Иттербий	71 174,97 Lu Лютеций
Актиноиды**	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

Э: F Cl Br I At

ns^2np^5 – р-элементы, типические

~~$2d^o$~~ $3d^{10}4s^2 4p^5$ nd^o $4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^5$

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)

$r_{ков.}$ ↑; I↓; $E_{са}$ ↓; χ(ЭО) ↓; немет. св-ва↓ ; мет↑

н/металл

Характеристические соединения

−1	0	+1	+3	+4	+5	+6	+7
HF	F_2						
HCl	Cl_2	Cl_2O		ClO_2		ClO_3	Cl_2O_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_2O_5		H_5IO_6
		HIO		HIO_3		K_5IO_6	
					KIO_3		KH_4IO_6

Э:	F	Cl	Br	I	At

В природе

сколько: кора, w %	$8\cdot10^{-2}$	$4{,}5\cdot10^{-2}$	$3\cdot10^{-5}$	$\approx1\cdot10^{-4}$	?

относительно много — мало

степень конц-ии:

рудообразующие — рассеянные

состояние:

связанные

Минеральные формы:

CaF_2
Плавиковый шпат
$3Ca_3(PO_4)\cdot CaF_2$
Фторапатит

NaCl
Галит
KCl
Сильвин
KCl·MgCl2·6H2O
карналлит

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 · Na

Сильвинит. Верхнекамское месторождение (Пермский край)

Сильвинит или калийная соль. Добыча

Бишофит

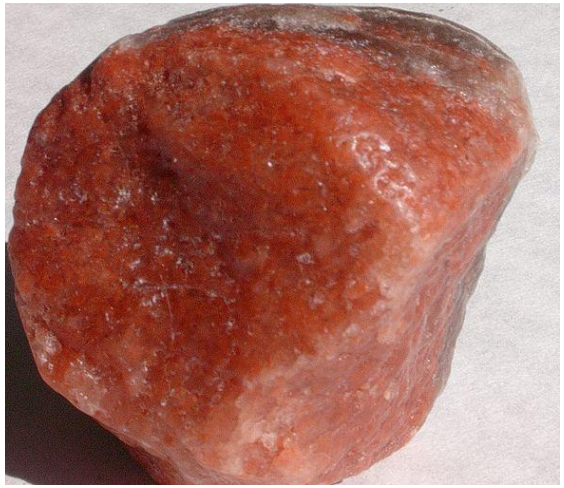
$MgCl_2 \cdot 6H_2O$

Бишофит. Минерал Волгоградской области

Карналлит
$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$

Рудник №2, Прикарпатье, Украина

Галит и карналлит



Каинит

$KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$

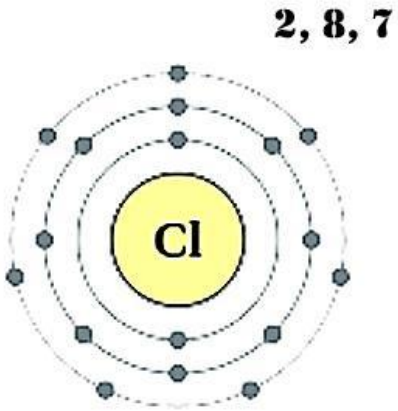
Каинит. Брауншвейг, Германия

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

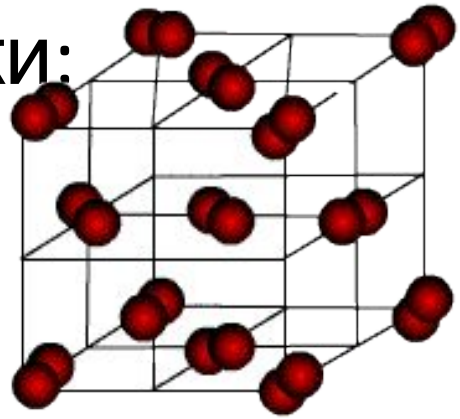
Строение атома:



- Электронная формула: 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**
$\Delta H°_{обр.}$ (298 К, газ)	0 (кДж/моль)
$S°_{обр}$ (298 К, газ)	222,9 (Дж/моль·К)
$\Delta H_{плавления}$	6,406 (кДж/моль)
$\Delta H_{кипения}$	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»)

1 стадия: $Cl_2 + H_2O = HCl + HOCl$

2 стадия: $HOCl = HCl + [O]$ – атомарный кислород

2. Окисление простых веществ

а) с водородом:

$Cl_2 + H_2 = 2HCl$

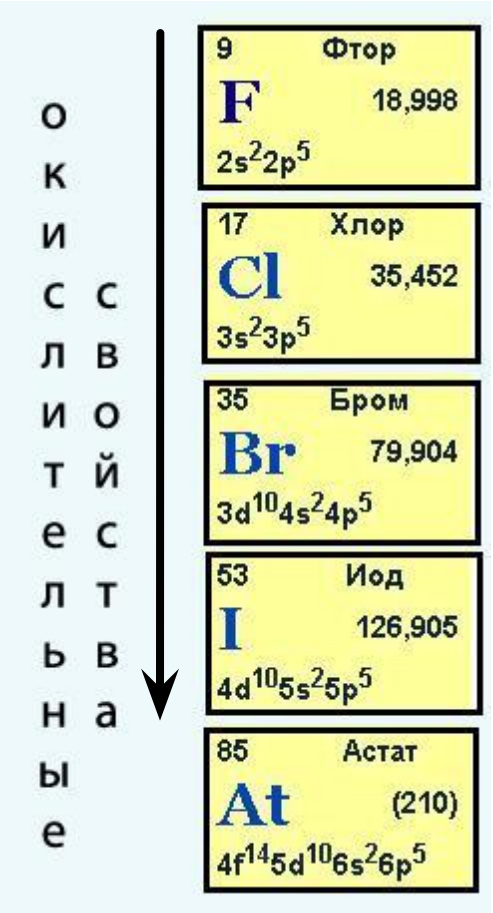
б) с металлами:

$Cl_2 + 2Na = 2NaCl$

в) с некоторыми менее электроотрицательными неметаллами:

$3Cl_2 + 2P = 2PCl_3$

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



3. Взаимодействие со сложными веществами

а) с водой: см. выше реакция дисмутации

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

в) с растворами щелочей:

на холоду: $Cl_2 + 2NaOH = NaCl + NaClO + H_2O$

при нагревании: $3Cl_2 + 6\ KOH = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$

д) со многими органическими веществами:

$Cl_2 + CH_4 = CH_3Cl + HCl$

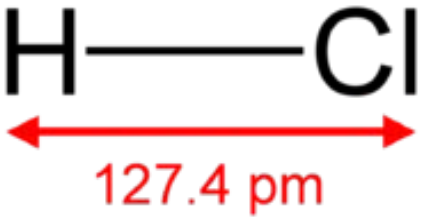
$C_6H_6 + Cl_2 = C_6H_5Cl + HCl$

Важнейшие соединения хлора

Хло́роводоро́д, хло́ристый водоро́д (HCl)

Бесцветный, 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:



$HCl_г + H_2O_ж = H_3O^+_ж + Cl^-_ж$

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

$$HCl \xrightarrow{t^\circ}$$

Как окислитель реагирует:

$Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$

Конц. соляная кислота реагирует с медью:

$2\ Cu + 4\ HCl \rightarrow 2\ H[CuCl_2] + H_2\uparrow$

$FeO + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$

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

$MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2\ H_2O$

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

$4\ HCl + O_2 \rightarrow 2\ H_2O + 2\ Cl_2\uparrow$

Смесь 3v HCl : 1v HNO_3 называется *«царской водкой».*

Она способна растворять даже золото и платину.

$4\ H_3O^+ + 3\ Cl^- + NO_3^- = NOCl + Cl_2 + 6\ H_2O$

Расстворение идет благодаря высокой концентрации хлорид-ионов :

$3\ Pt + 4\ HNO_3 + 18\ HCl \rightarrow 3\ H_2[PtCl_6] + 4\ NO\uparrow + 8\ H_2O$

Для хлороводорода также характерны реакции присоединения к кратным связям (электрофильное присоединение):

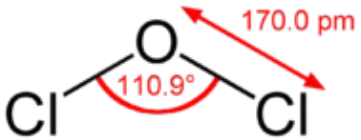
$R\text{-}CH{=}CH_2 + HCl \rightarrow R\text{-}CHCl\text{-}CH_3$

$R\text{-}C{\equiv}CH + 2\ HCl \rightarrow R\text{-}CCl_2\text{-}CH_3$

Оксиды

Свойство	**Cl_2O**	**ClO_2**	**$(ClOClO_3)$ Cl_2O_4**	**Cl_2O_6(ж) $\leftrightarrow 2ClO_3$(г)**	**Cl_2O_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
d (ж, 0°C), г*см$^{-3}$	—	1,64	1,806	—	2,02
$\Delta H°_{обр}$(газ, 298 К), кДж*моль$^{-1}$	80,3	102,6	~180	(155)	272
$\Delta G°_{обр}$(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:

$$2Cl_2O \rightarrow 2Cl_2 + O_2$$

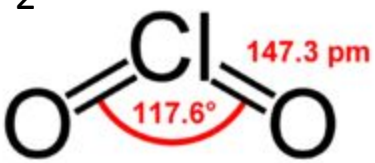
Кислотный и солеобразующий. Хорошо растворим в воде с образованием слабой хлорноватистой кислоты:

$$Cl_2O + H_2O \rightleftarrows 2HClO$$

Быстро реагирует со щелочами:

$$Cl_2O + 2NaOH_{(разб.)} = 2NaClO + H_2O$$

Диоксид хлора, оксид хлора (IV), (ClO_2)



В нормальных условиях газ красновато-жёлтого цвета, с характерным запахом. При температурах ниже 10 °C ClO_2 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:

$$2ClO_2 + H_2O \rightarrow HClO_2 + HClO_3$$

$$5HClO_2 \rightarrow 3HClO_3 + Cl_2 + H_2O$$

Проявляет окислительно-восстановительные свойства.

$2ClO_2 + 5H_2SO_{4\ (разб.)} + 10FeSO_4 = 5Fe_2(SO_4)_3 + 2HCl + 4H_2O$

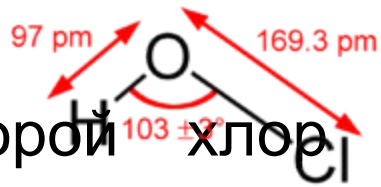
$ClO_2 + O_3 = ClO_3 + O_2$

$ClO_2 + 2NaOH_{хол.} = NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$

ClO_2 реагирует со многими с органическими соединениями и выступает окислителем средней силы.

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 хлор имеет степень окисления +1. Существует лишь в растворах.

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

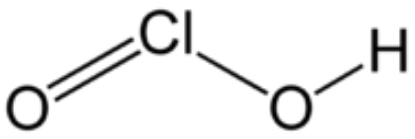
$$HOCl \rightleftarrows OCl^- + H^+$$

Неустойчива. Хлорноватистая кислота и её соли — *гипохлориты* — сильные окислители. Реагирует с соляной кислотой HCl, образуя молекулярный хлор:

$$HOCl + HCl \longrightarrow H_2O + Cl_2$$

$$HClO + NaOH_{(разб.)} = NaClO + H_2O$$

Хлористая кислота ($HClO_2$)



Одноосновная кислота средней силы.

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

$$4HClO_2 \rightarrow HCl + HClO_3 + 2ClO_2 + H_2O$$

Нейтрализуется щелочами.

$HClO_2 + NaOH_{(разб.\ хол.)} = NaClO_2 + H_2O$

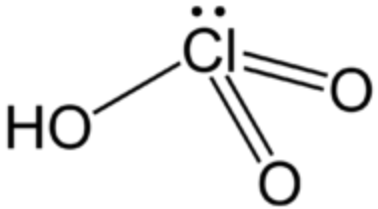
Ангидрид этой кислоты неизвестен.

Раствор кислоты получают из её солей - *хлоритов*.

Преимущественно сильный окислитель:

$5HClO_2 + 3H_2SO_{4\ (разб.)} + 2KMnO_4 = 5HClO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$

Хлорноватая кислота ($HClO_3$)



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:

$$8HClO_3 \rightarrow 4HClO_4 + 3O_2 + 2Cl_2 + 2H_2O$$

Легко восстанавливается до соляной кислоты:

$$HClO_3 + 6HBr \rightarrow 3Br_2 + 3H_2O + HCl$$

$$HClO_3 + 5HCl_{(конц.)} = 3Cl_2 + 3H_2O$$

$$HClO_3 + NaOH_{(разб.)} = NaClO_3 + H_2O$$

При пропускании смеси SO_2 и воздуха образуется диоксид хлора:

$$2HClO_3 + SO_2 \rightarrow 2ClO_2 + H_2SO_4$$

Получение

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

$$16HCl + 2KMnO_4 \rightarrow 2MnCl_2 + 5Cl_2 \uparrow + 2KCl + 8H_2O$$

Метод Шееле

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

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$$

Получение

Метод Дикона

Метод получения хлора

каталитическим окислением хлороводорода кислородом воз

духа.

$$4HCl + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2Cl_2 \uparrow$$

Электрохимические методы

Сегодня хлор в промышленных масштабах получают

вместе с гидроксидом

натрия и водородом путём электролиза раствора поваренн

ой соли, основные процессы которого можно представить

суммарной формулой: $2NaCl + 2H_2O + 2e^- \rightarrow 2NaOH + Cl_2 \uparrow + H_2 \uparrow$

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

Применение

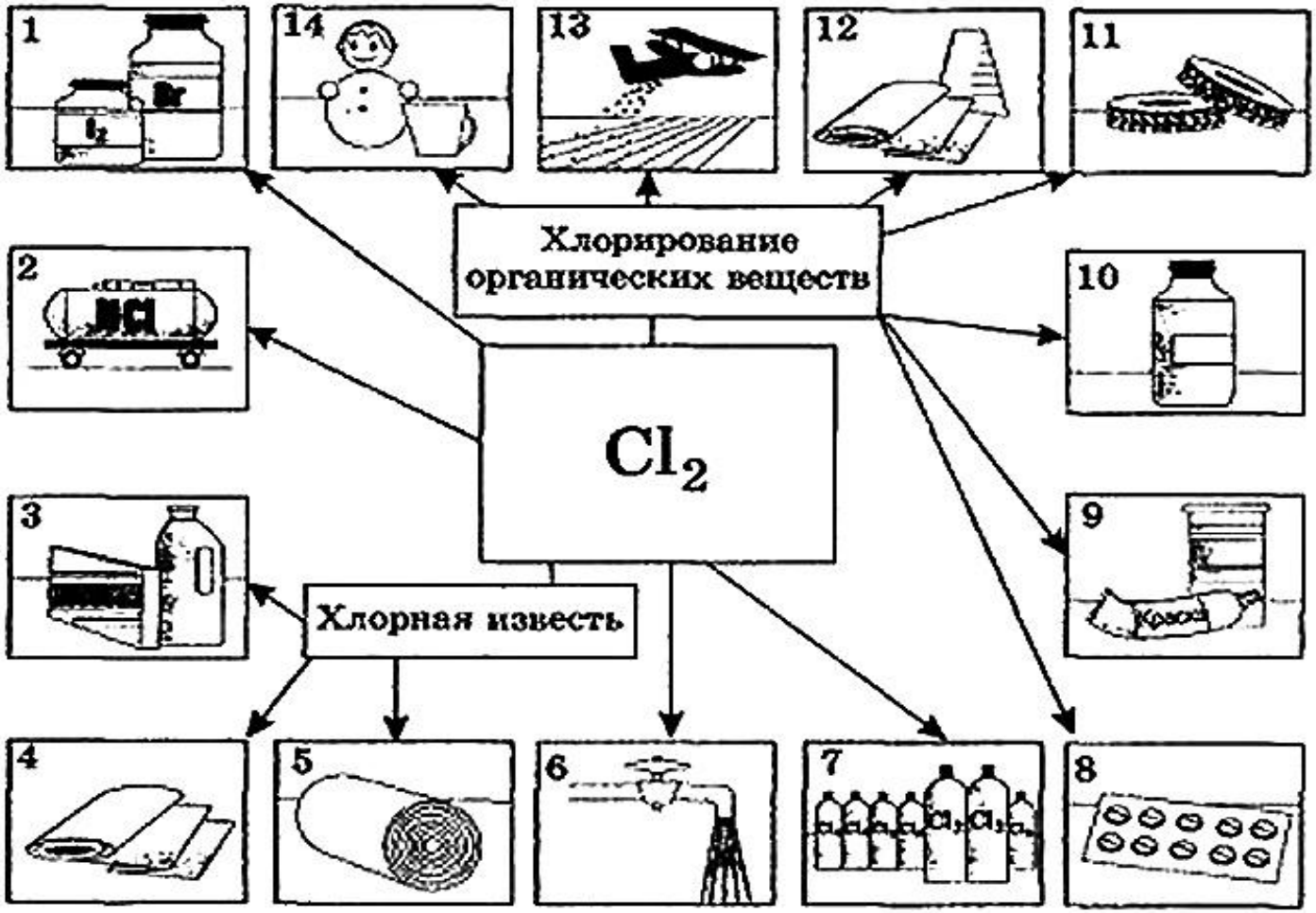


Рис. 20. *Применение хлора и его соединений:*
1 — получение брома и иода; *2* — производство хлороводорода и соляной кислоты; *3—5* — получение хлорной извести, используемой для дезинфекции (*3*), беления тканей (*4*) и бумаги (*5*); *6* — хлорирование воды; *7* — получение фосгена; *8—14* — производство 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 $Na_2S_2O_3$.

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. Летальня 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 питьё теплого 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 — $Ca_5F(PO_4)_3$. 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 гидроксоапатита, 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.