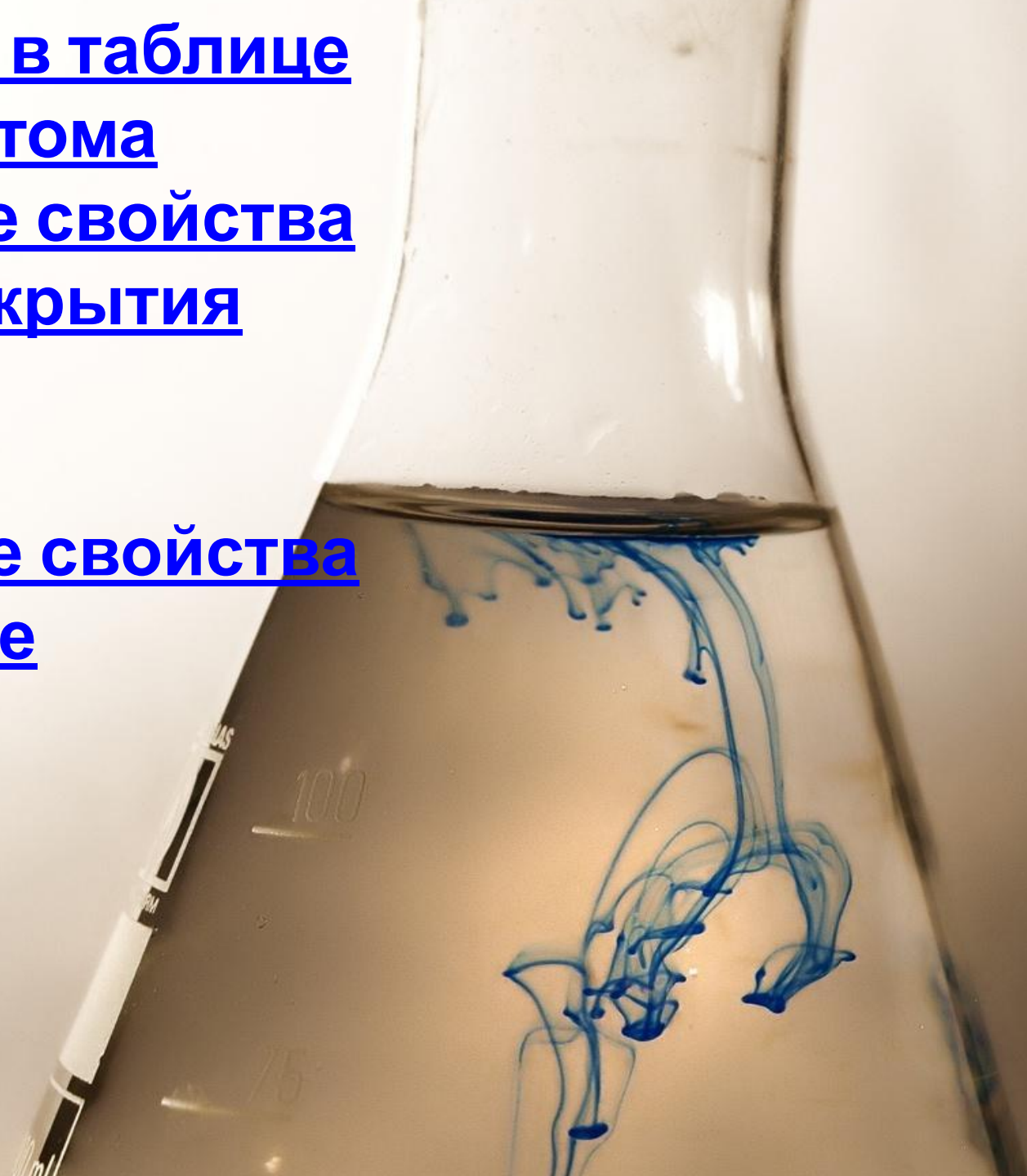


Хлор



Презентация по
химии
Ученицы 11 класса
Каримовой Юлии
Учитель химии
Столяренко С.Ю.

- Положение в таблице
- Строение атома
- Физические свойства
- История открытия
- Минералы
- Получение
- Химические свойства
- Применение





Положение в

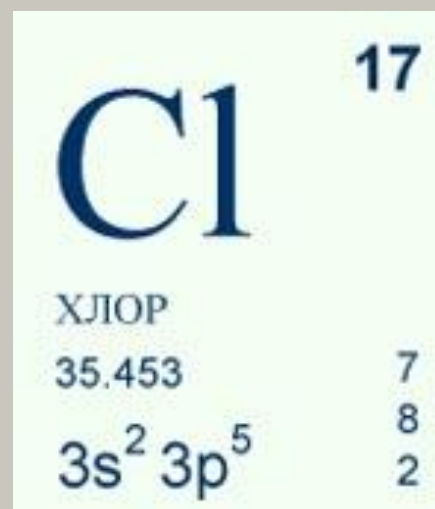
таблице

Хлор - химический элемент седьмой группы, главной подгруппы, третьего периода периодической системы элементов Д. И. Менделеева, порядковый номер 17, относительная атомная масса 35,4527, относится к галогенам.

Общее название элементов VIIA группы – галогены – происходит от греческих слов – "галс" – соль и "генес" – рождающий, т. е. "солероды". У галогенов наиболее ярко по сравнению с остальными элементами выражены свойства неметаллов. Говорят, галогены – типичные неметаллы.

	I	Периодическая система элементов						VII	VIII	
1	H ¹ водород	II	III	IV	V	VI	(H)	2 He ² гелий		
2	Li ³ литий	4 Be ⁴ бериллий	5 B ⁵ бор	6 C ⁶ углерод	7 N ⁷ азот	8 O ⁸ кислород	9 F ⁹ фтор	10 Ne ¹⁰ неон		
3	11 Na ¹¹ натрий	12 Mg ¹² магний	13 Al ¹³ алюминий	14 Si ¹⁴ кремний	15 P ¹⁵ фосфор	16 S ¹⁶ сера	17 Cl ¹⁷ хлор	18 Ar ¹⁸ аргон		
	19 K ¹⁹ калий	20 Ca ²⁰ кальций	21 Sc ²¹ скандий	22 Ti ²² титан	23 V ²³ ванадий	24 Cr ²⁴ хром	25 Mn ²⁵ марганец	26 Fe ²⁶ железо	27 Co ²⁷ кобальт	28 Ni ²⁸ никель

Символ элемента	Cl
Название элемента	Хлор
Дата открытия	1774
Плотность, кг/м ³	2030,00
Температура плавления, Т К	172,17
Температура кипения, Т К	239,18



Заряд ядра	17
Атомная масса	35.45300
Потенциал ионизации, кДж/моль	1251,10
Сродство к электрону, кДж/моль	349,00
Электроотрицательность по Полингу	3,16

71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
франций	радий	актиний	дубний	жолотий	резерфордий	борий	ханий	мейтнерий							

* **Лантаноиды**

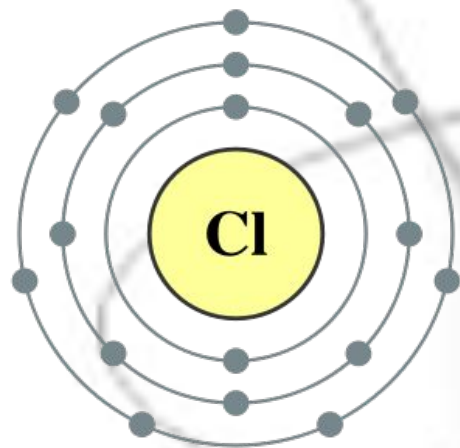
58 Ce церий	59 Pr празеодим	60 Nd неодим	61 Pm прометий	62 Sm самарий	63 Eu европий	64 Gd гадолиний	65 Tb тербий	66 Dy диспрозий	67 Ho гольмий	68 Er эрбий	69 Tm тулий	70 Yb иттербий	71 Lu лютеций
-----------------------	---------------------------	------------------------	--------------------------	-------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------	---------------------------	-------------------------	-----------------------	-----------------------	--------------------------	-------------------------

** **Актиноиды**

90 Th торий	91 Pa протактиний	92 U уран	93 Np нептуний	94 Pu плутоний	95 Am америций	96 Cm кюрий	97 Bk берклий	98 Cf калифорний	99 Es эйзенштейний	100 Fm фермий	101 Md менделеевий	102 No нобеллий	103 Lr лоуренсий
-----------------------	-----------------------------	---------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	-----------------------	-------------------------	----------------------------	------------------------------	-------------------------	------------------------------	---------------------------	----------------------------



Строение атома



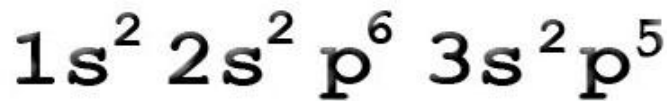
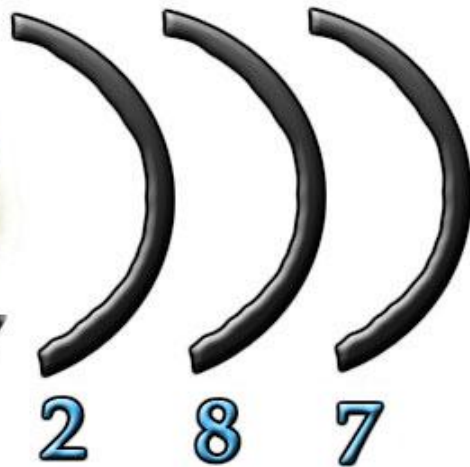
Заряд ядра +17, электронная конфигурация внешней электронной оболочки атома: $3s^23p^5$. Хлор проявляет степени окисления $-1, +1, +3, +5, +7$ ($+4, +6$ – редко).

При движении по группе сверху вниз число энергетических радиус атома и число валентных электронов с ядром. Таким образом, среди галогенов самый маленький атом у фтора и самый большой у астата. Легче всего оторвать электрон от атома At и труднее – от атома F.

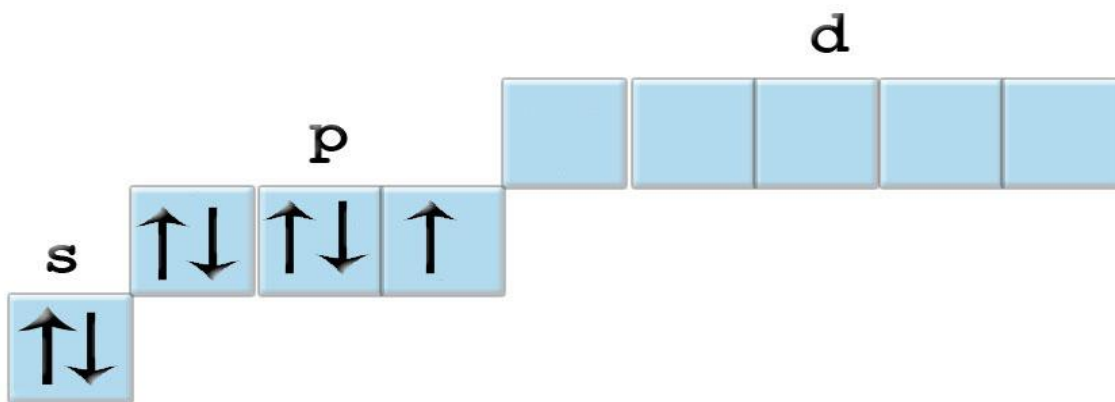
C1



e=17

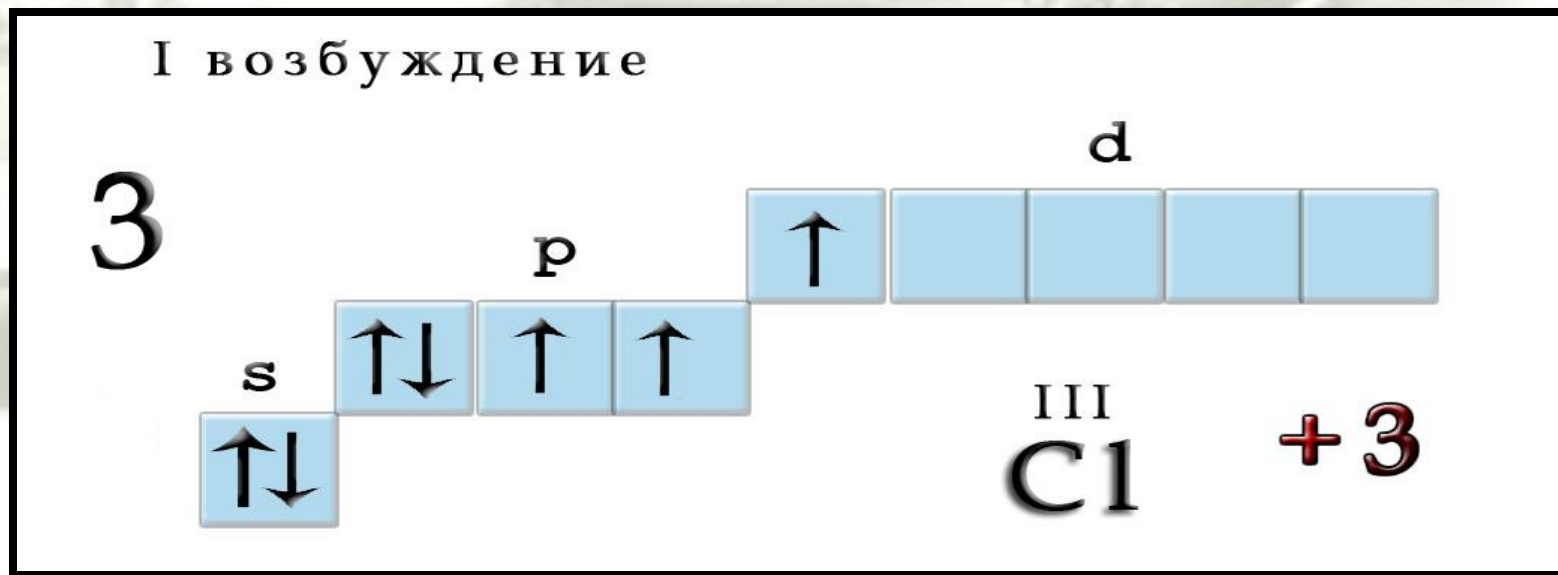


3



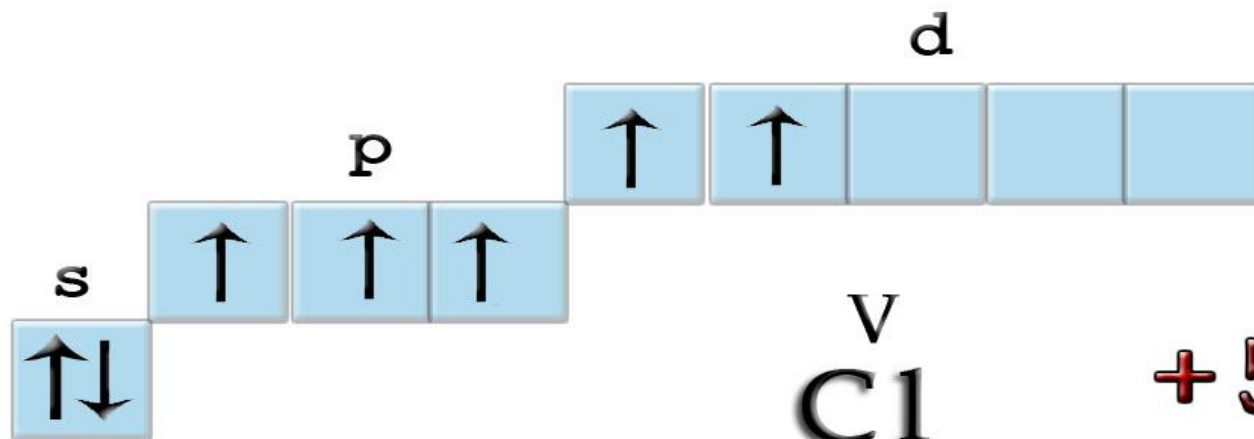
Возбужден

В невозбужденном состоянии галогены имеют валентность, равную 1, а в возбужденном (переход электронов на вакантные *d*-облака) увеличивается число неспаренных электронов до 7. Следовательно, валентность галогенов может быть 3; 5; 7 (исключение атом фтора).



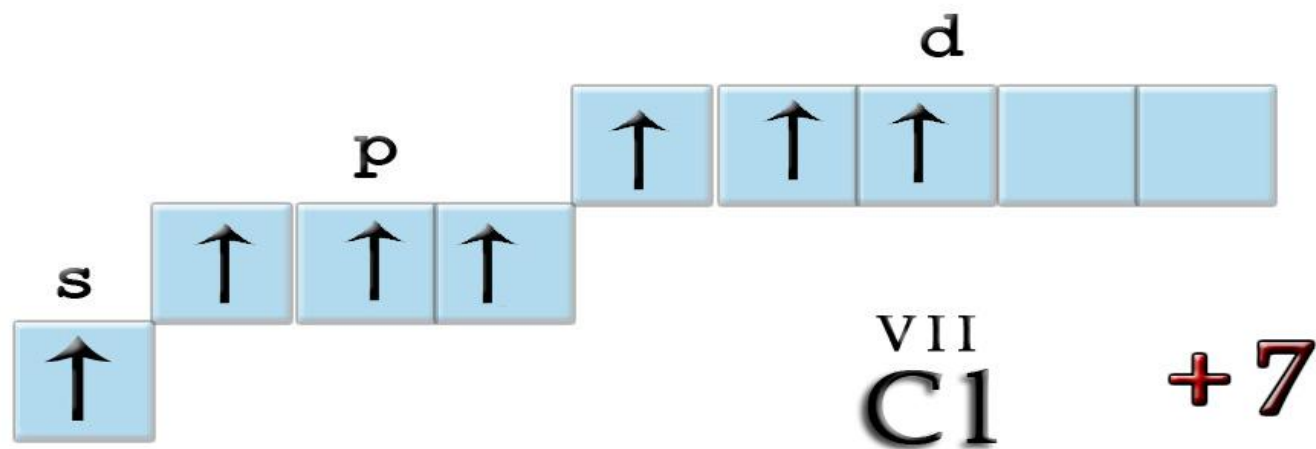
II возбуждение

3



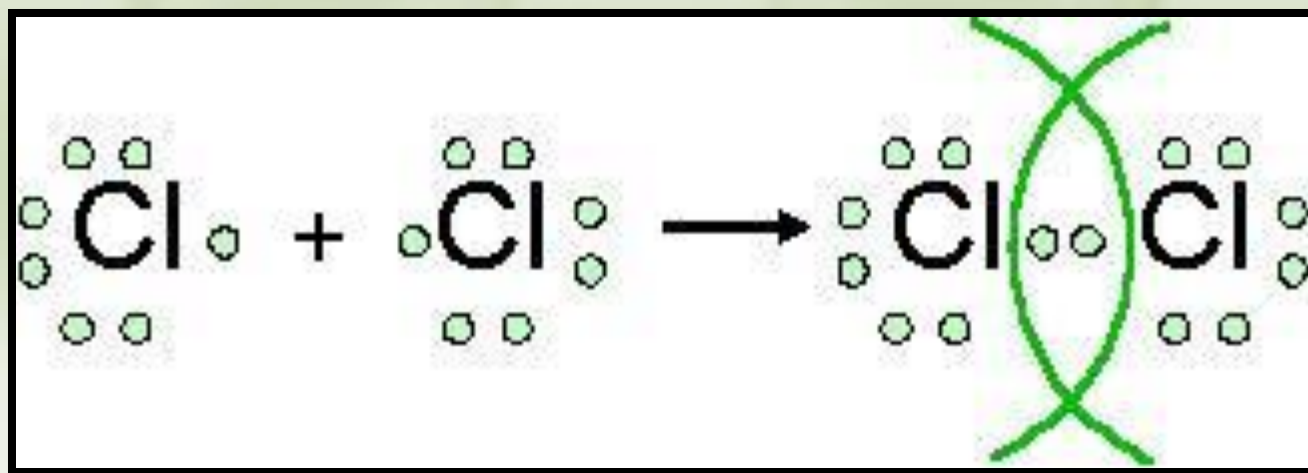
III возбуждение

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 свойства

С возрастанием молекулярной массы температуры плавления и кипения веществ, состоящих из молекул одинакового строения, повышаются.

Все галогены окрашены: фтор – светло-желтый, хлор – желтовато-зеленый, бром – красно-коричневый, йод – серо-фиолетовый.

За исключением фтора, который бурно реагирует с водой, галогены мало растворимы в воде. Чтобы приготовить концентрированный раствор, используют другие растворители. Водные растворы галогенов называются соответственно хлорной, бромной и йодной водой, в них галогены сохраняют в значительной мере свои свойства.

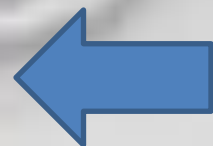
Физические свойства

Хлор – ядовитый газ желто-зеленого цвета с резким запахом. Это первое химическое оружие. Во время Первой мировой войны 1914–1918 гг. его применяли в качестве боевого



отравляющего вещества. Хлор 2,5 раза тяжелее воздуха. В облака переносится ветром на большие расстояния. Хлор вызывает раздражение дыхательных путей, а вдыхание большого его количества вызывает смерть от удушья. При содержании хлора в воздухе 0,9 мл/л смерть наступает в течение 5 минут.

Физические свойства



История открытия

Первым из галогенов был открыт хлор (К. Шееле, 1774 год). Полученный желто-зеленый газ шведский ученый принял за сложное вещество. Лавуазье и Бертолле считали, что этот газ является оксидом



неизвестного элемента "мурия". В 1807 году английский химик Гемфри Дэви получил тот же газ, что и Шееле. Три года пытался Дэви выделить из него "мурий", но безуспешно. Он пришел к выводу, что получил новый элемент и назвал его "хлорин" (от "хлорос" – желто-зеленый). Через пять лет Гей-Люсак дал газу название хлор. В жидком виде хлор был впервые получен в 1823 году М. Фарад ←

Распространение в

природе

В природе встречается два стабильных изотопа хлора: ^{35}Cl (75,77%) и ^{37}Cl (24,23%).

Содержание хлора в земной коре составляет 1,7% (по массе). Важнейшие минералы: галит NaCl , сильвин KCl , бишофит $\text{MgCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, сильвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Кроме того, он содержится в виде соединений в морской, речной, озерной водах. Важнейший биоэлемент, необходим для нормальной жизнедеятельности организма. В живом организме содержится 0,15 % от массы тела, входит в состав клеточной и других биологических жидкостей (желудочный сок, плазма).

Минералы



Карналлит



Каменная соль =
поваренная соль =
галит



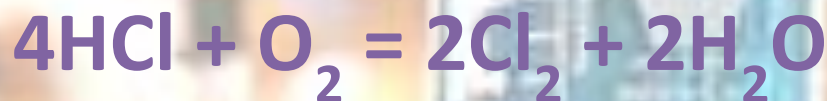
Сильвин



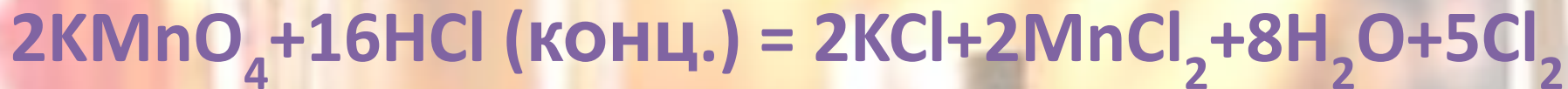
Получени

е

Основной промышленный способ получения хлора – электролиз хлоридов щелочных металлов (**NaCl, KCl**). Также его получают окислением HCl кислородом воздуха в присутствии катализаторов – хлорида меди (II) и хлорида железа (III):



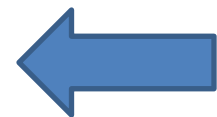
В лаборатории молекулярный хлор получают взаимодействием HCl с перманганатом калия, оксидом марганца (IV), бихроматом калия и др.:



При нагревании:



Получени



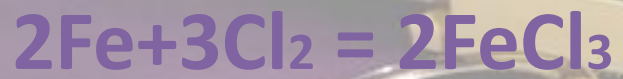
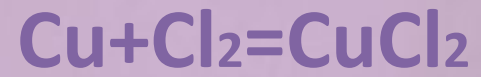
Химические свойства

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.

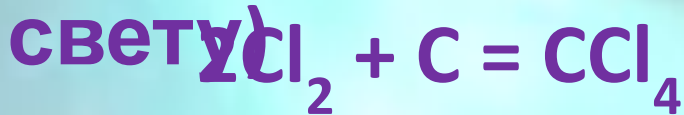
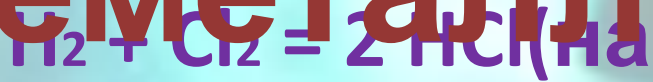
С Металлами

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:



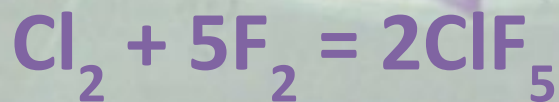
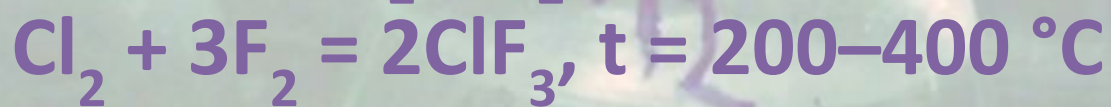
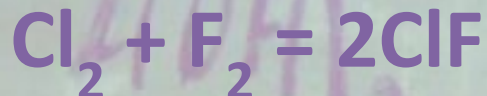


Неметаллами





Образует соединения с другими галогенами:



С Водой

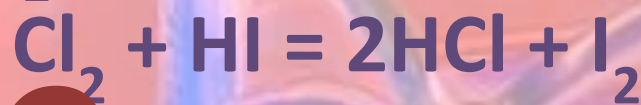
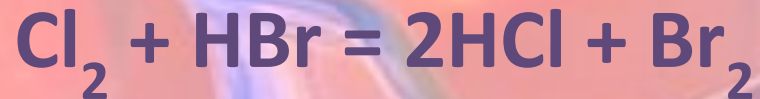
Хлор растворяется в воде (в 1 объеме воды растворяется 2 объема хлора) с образованием "хлорной воды":



Со щелочами

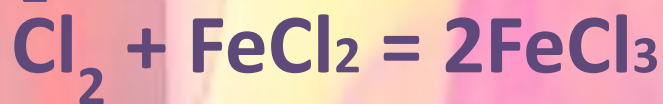
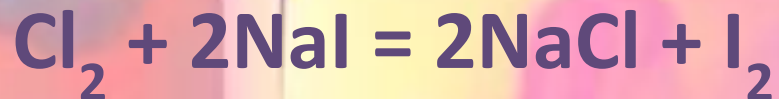


С Бескислородными Кислотами



С

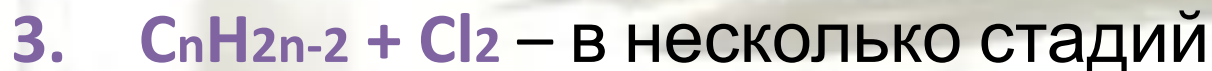
Солями



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)



Применение

Хлор применяют во многих отраслях промышленности, науки и бытовых нужд:

- Основным компонентом отбеливателей является хлорная вода
- В производстве поливинилхлорида, пластикаторов, синтетического каучука, из которых изготавливают изоляцию для проводов, оконный профиль, упаковочные материалы, одежду и обувь, линолеум и грампластинки, лаки, аппаратуру и пенопласты, игрушки, детали приборов, строительные материалы.

- 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.

