

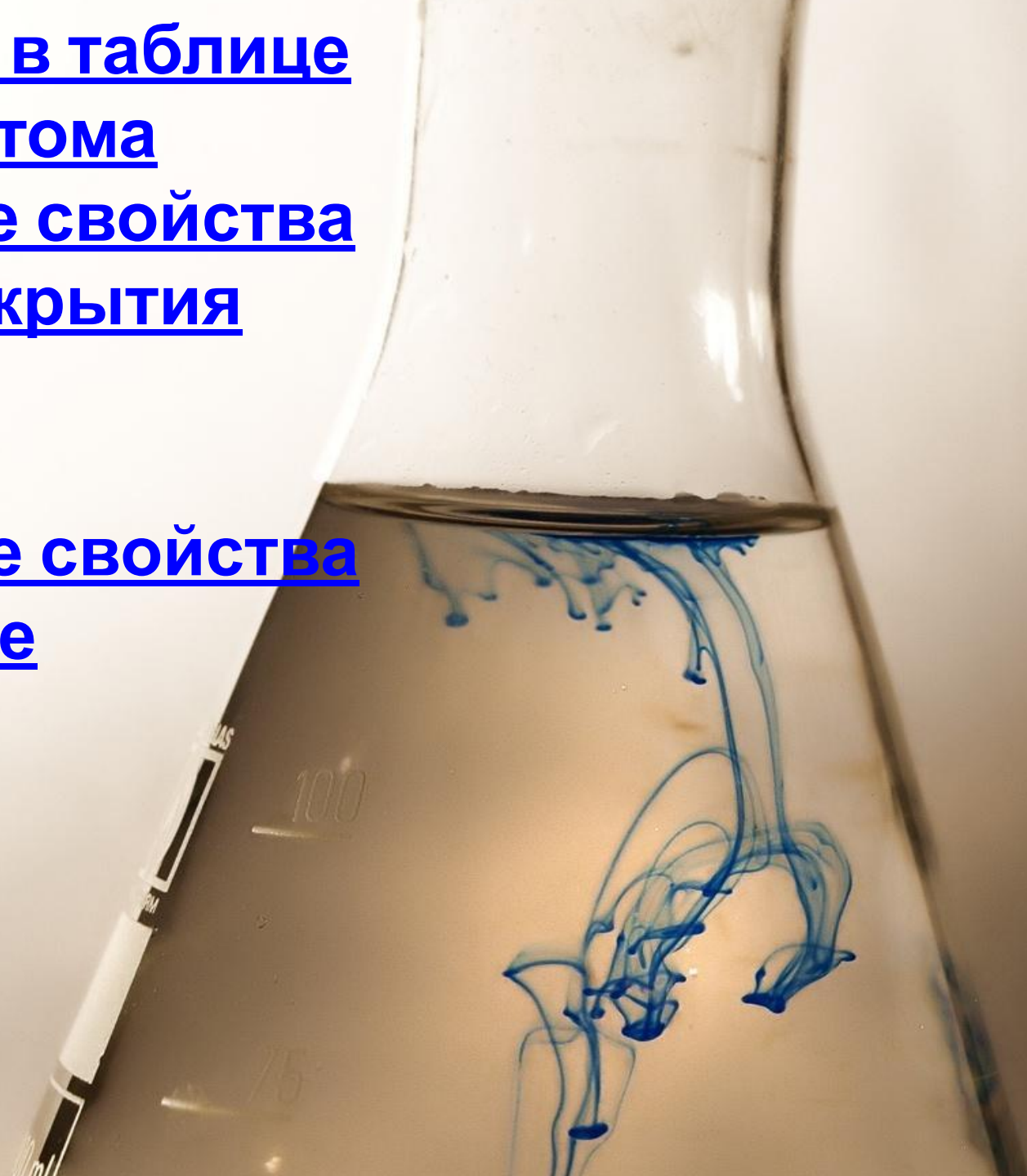
Хлор



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

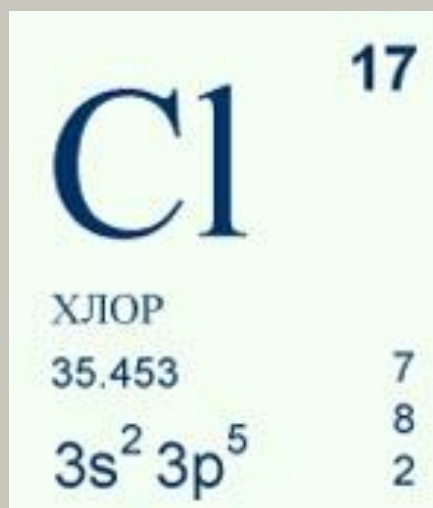
таблице

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

7 Fr ⁸⁷ франций	88 Ra ⁸⁸ радий	89 Ac ⁸⁹ актиний	103 Lr ¹⁰³ лоренций	104 Rf ¹⁰⁴ рифмий	105 Db ¹⁰⁵ дубний	106 Sg ¹⁰⁶ сегбий	107 Bh ¹⁰⁷ берклий	108 Hs ¹⁰⁸ хэний	109 Mt ¹⁰⁹ мейтнерий
--------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	--	--	--	--	---	---------------------------------------	---

* Лантаноиды

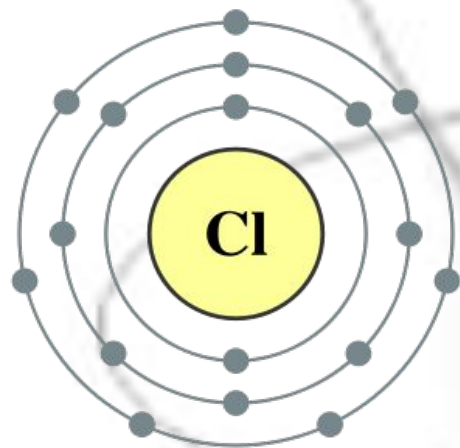
58 Ce ⁵⁸ церий	59 Pr ⁵⁹ празеодим	60 Nd ⁶⁰ неодим	61 Pm ⁶¹ прометий	62 Sm ⁶² самарий	63 Eu ⁶³ европий	64 Gd ⁶⁴ гадолиний	65 Tb ⁶⁵ тербий	66 Dy ⁶⁶ диспрозий	67 Ho ⁶⁷ гольмий	68 Er ⁶⁸ эрбий	69 Tm ⁶⁹ тулий	70 Yb ⁷⁰ иттербий	71 Lu ⁷¹ лютеций
-------------------------------------	---	--------------------------------------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

** Актиноиды

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



Строение атома



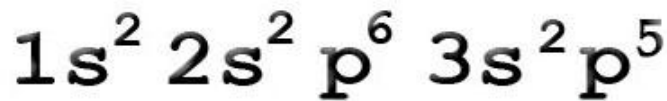
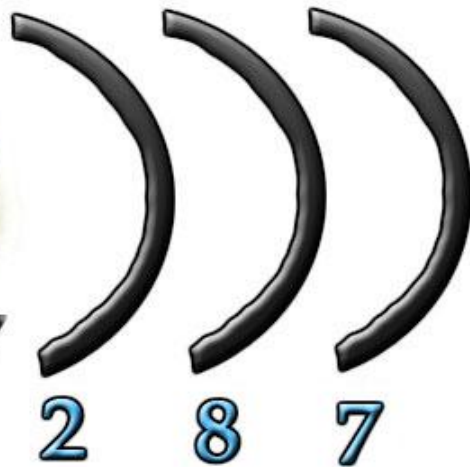
Заряд ядра +17, электронная конфигурация внешней электронной оболочки атома: $3s^23p^5$. Хлор проявляет степени окисления $-1, +1, +3, +5, +7$ ($+4, +6$ – редко).

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.

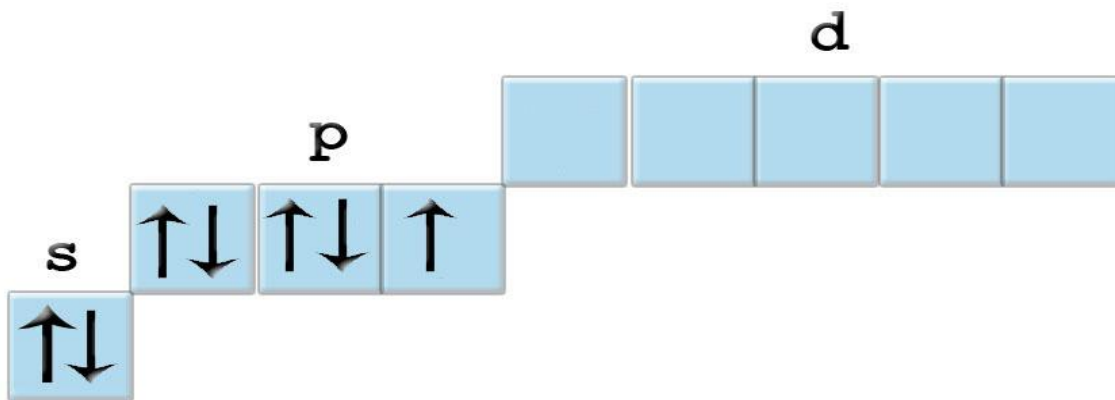
C1



e=17

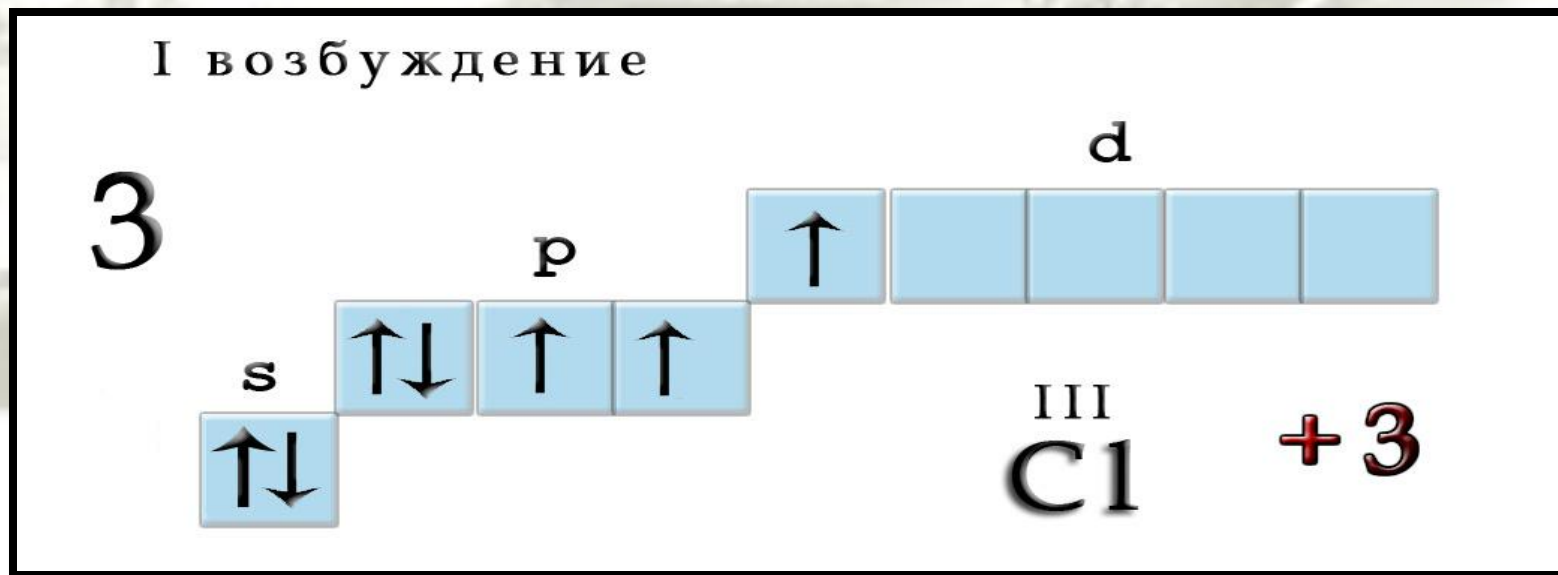


3



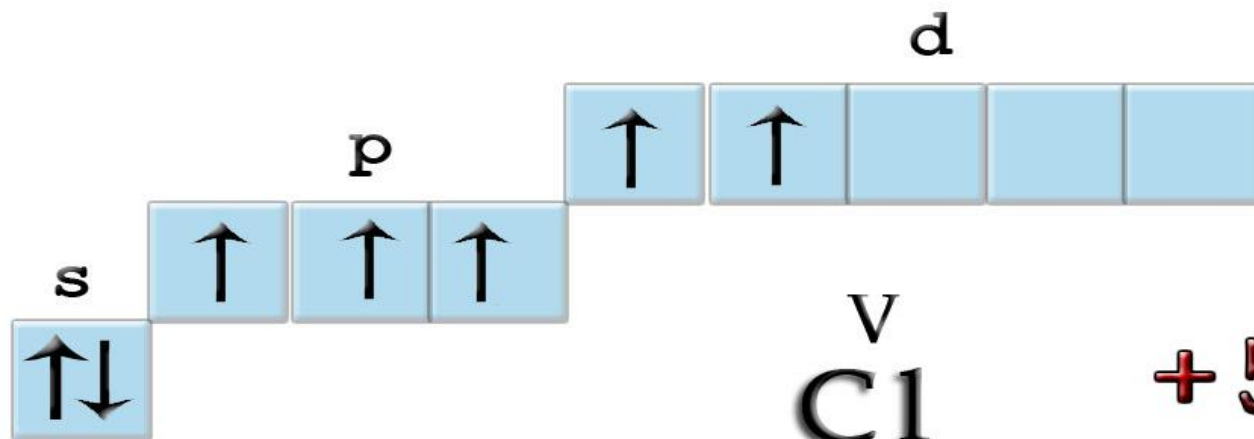
Возбужден

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).



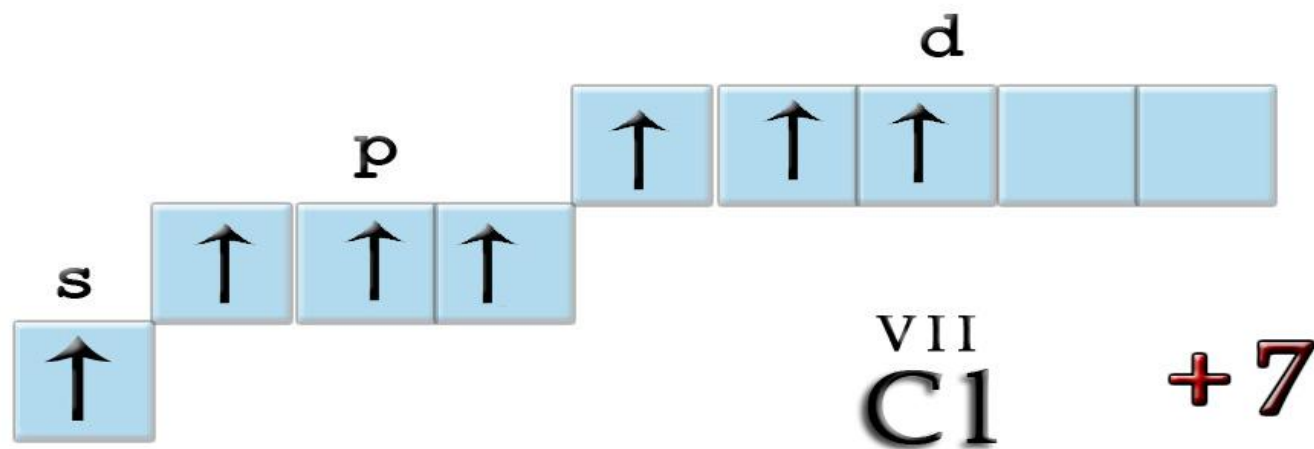
II возбуждение

3



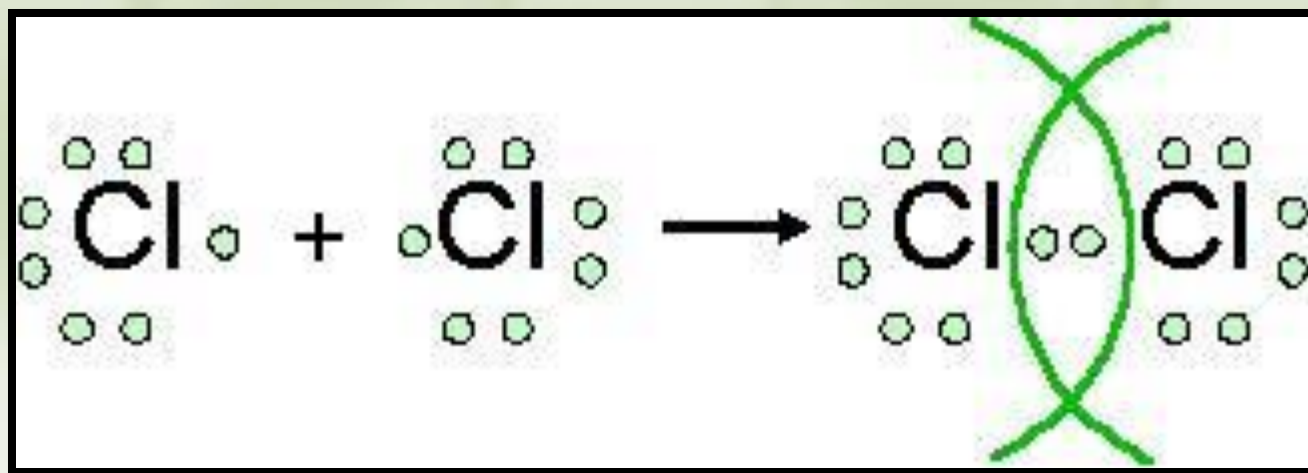
III возбуждение

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 Генффри 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



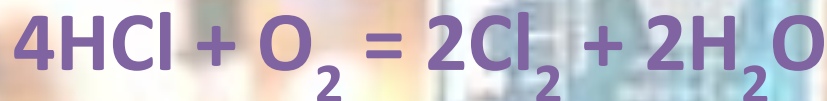
Сильвин



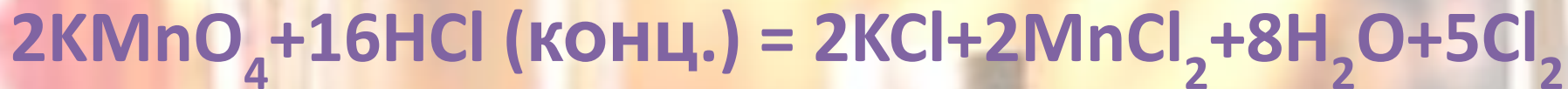
Получени

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.:

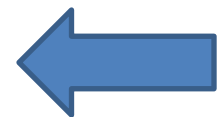


При нагревании:



Получени

а



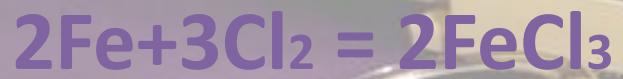
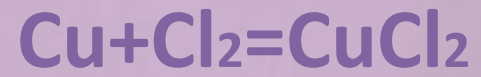
Химические свойства

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.

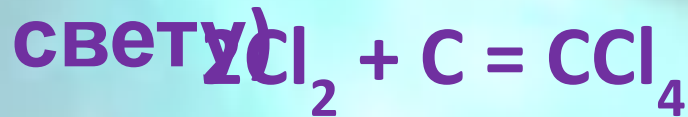
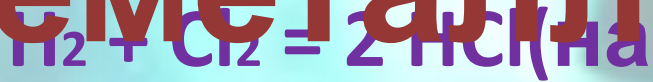
С Металлами

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:



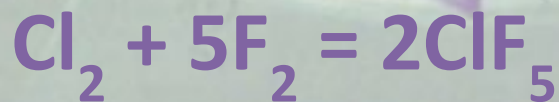
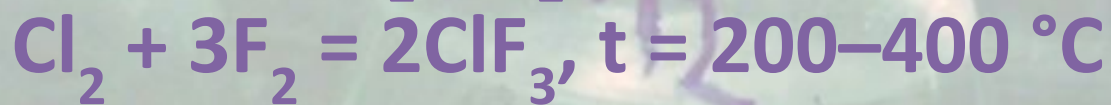
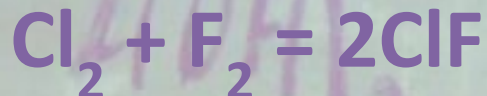


Неметаллами





Образует соединения с другими галогенами:



С Водой

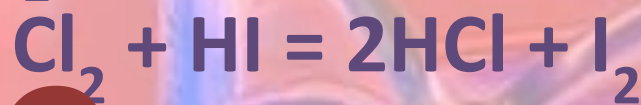
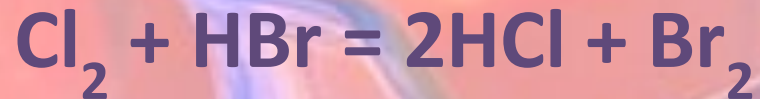
Хлор растворяется в воде (в 1 объеме воды растворяется 2 объема хлора) с образованием "хлорной воды":



Со щелочами

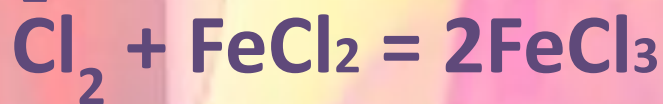
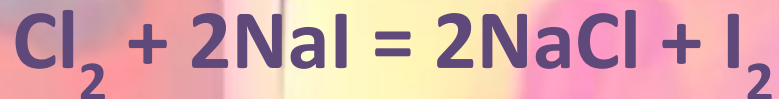


С Бескислородными Кислотами



С

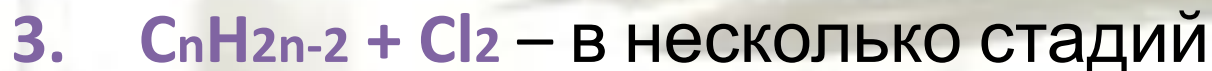
Солями



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, пластикатов, 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.

