

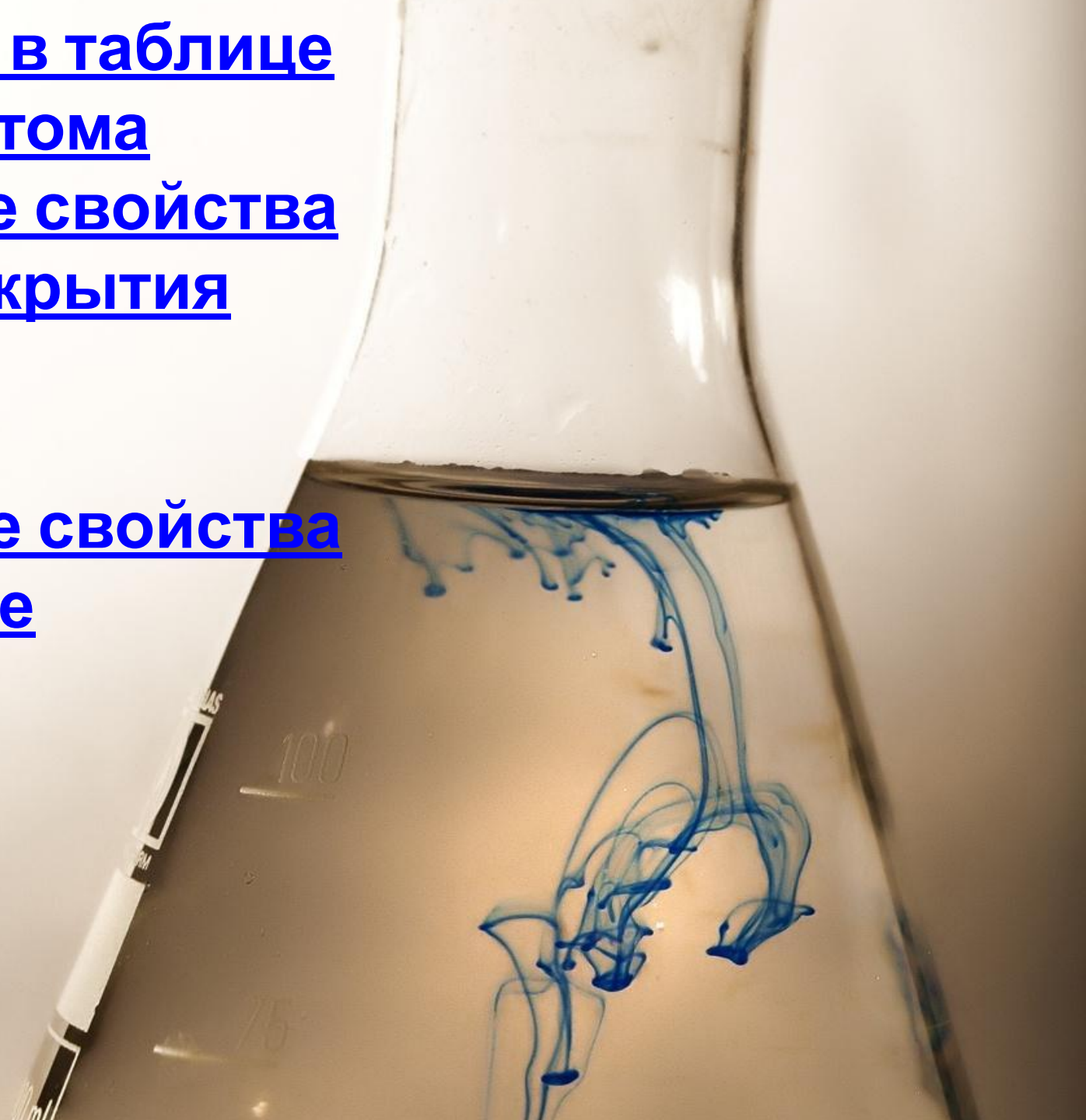
# Хлор

A row of glass Erlenmeyer flasks containing a yellowish liquid, likely chlorine water, with handwritten labels in blue ink. The labels include chemical formulas such as  $\text{HCl}$  and  $\text{HClO}$ . The background is dark and slightly blurred, focusing attention on the flasks.

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

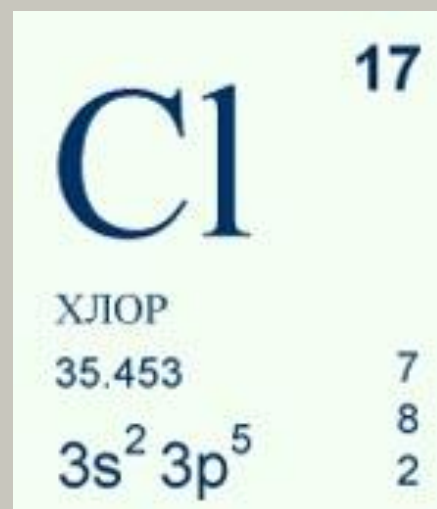
**Х**лор - химический элемент седьмой группы, главной подгруппы, третьего периода периодической системы элементов Д. И. Менделеева, порядковый номер 17, относительная атомная масса 35,4527, относится к галогенам.

**О**бщее 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.



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

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



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

<b>7 Fr</b> <sup>87</sup> франций	<b>88 Ra</b> <sup>88</sup> радий	<b>89 Ac</b> <sup>89</sup> актиний	<b>90 Th</b> <sup>90</sup> торий	<b>91 Pa</b> <sup>91</sup> протактиний	<b>92 U</b> <sup>92</sup> уран	<b>93 Np</b> <sup>93</sup> нептуний	<b>94 Pu</b> <sup>94</sup> плутоний	<b>95 Am</b> <sup>95</sup> америций	<b>96 Cm</b> <sup>96</sup> кюрий	<b>97 Bk</b> <sup>97</sup> берклий	<b>98 Cf</b> <sup>98</sup> калифорний	<b>99 Es</b> <sup>99</sup> эйзенштейний	<b>100 Fm</b> <sup>100</sup> фермий	<b>101 Md</b> <sup>101</sup> менделеевий	<b>102 No</b> <sup>102</sup> нобеллий	<b>103 Lr</b> <sup>103</sup> лоуренсий
--------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------------	---	-----------------------------------	--	--	--	-------------------------------------	---------------------------------------	--	--	--	---	--	---

**\* Лантаноиды**

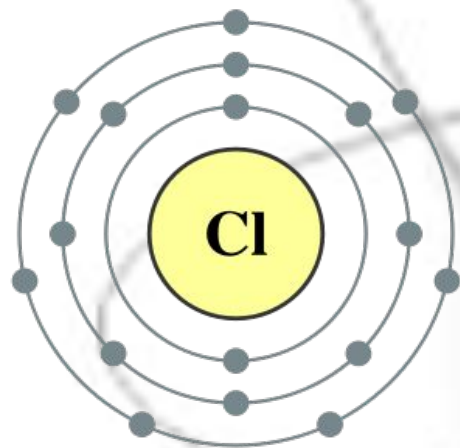
<b>Ce</b> <sup>58</sup> церий	<b>Pr</b> <sup>59</sup> празеодим	<b>Nd</b> <sup>60</sup> неодим	<b>Pm</b> <sup>61</sup> прометий	<b>Sm</b> <sup>62</sup> самарий	<b>Eu</b> <sup>63</sup> европий	<b>Gd</b> <sup>64</sup> гадолиний	<b>Tb</b> <sup>65</sup> тербий	<b>Dy</b> <sup>66</sup> диспрозий	<b>Ho</b>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

**\*\* Актиноиды**

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



# Строение атома



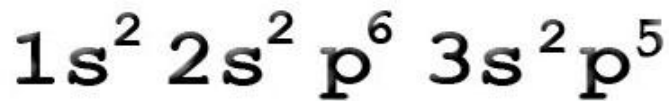
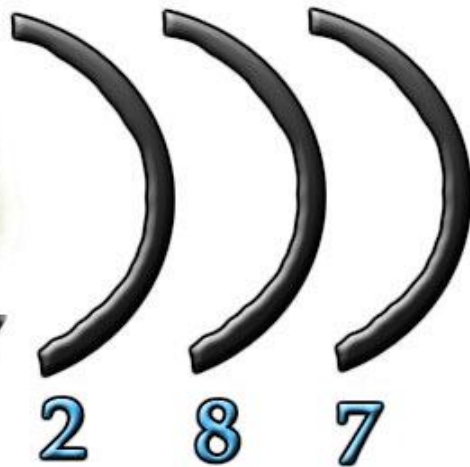
Заряд ядра +17, электронная конфигурация внешней электронной оболочки атома:  $3s^23p^5$ . Хлор проявляет степени окисления  $-1, +1, +3, +5, +7$  ( $+4, +6$  – редко).

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.

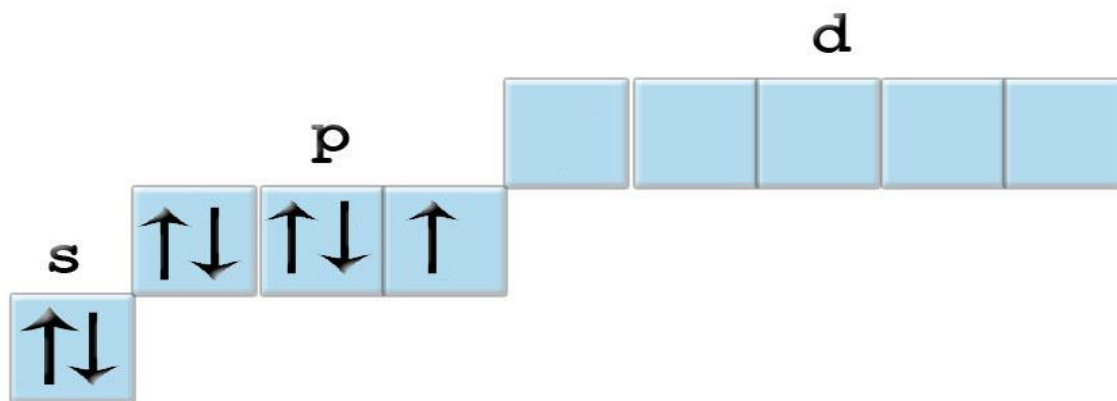
C1



e=17



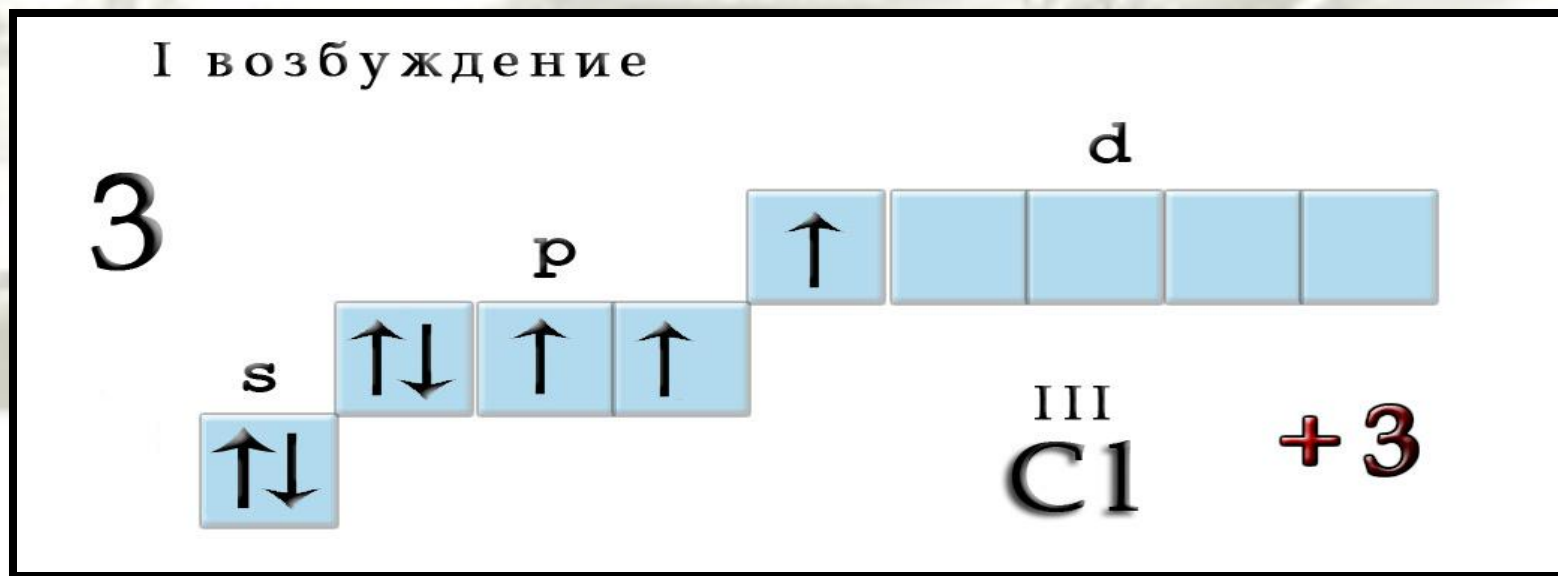
3





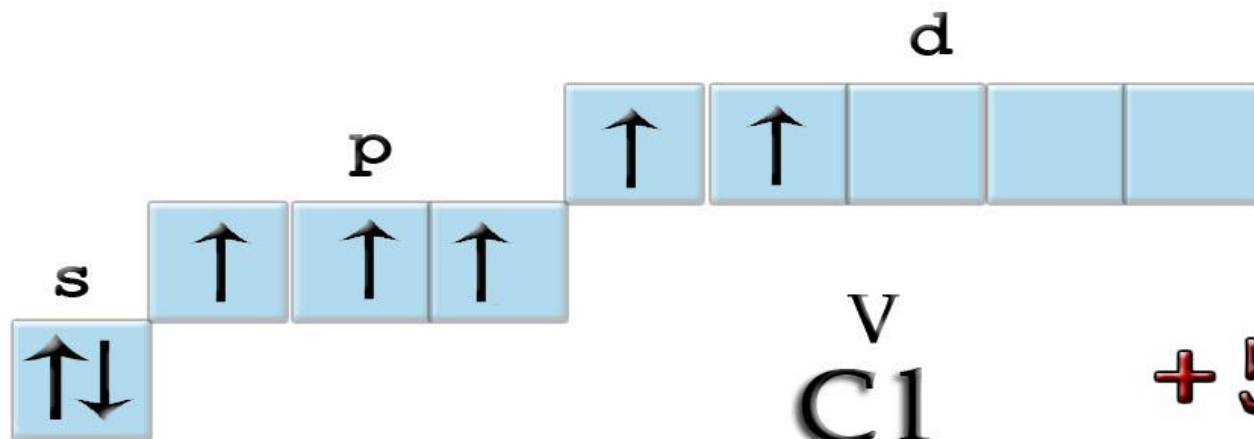
# Возбужден

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).



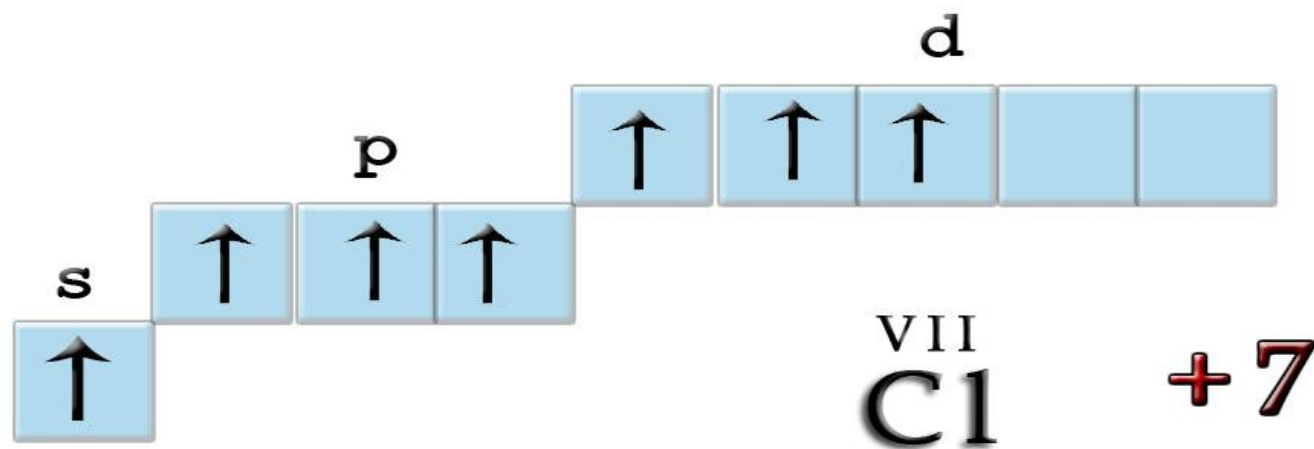
## II возбуждение

3



## III возбуждение

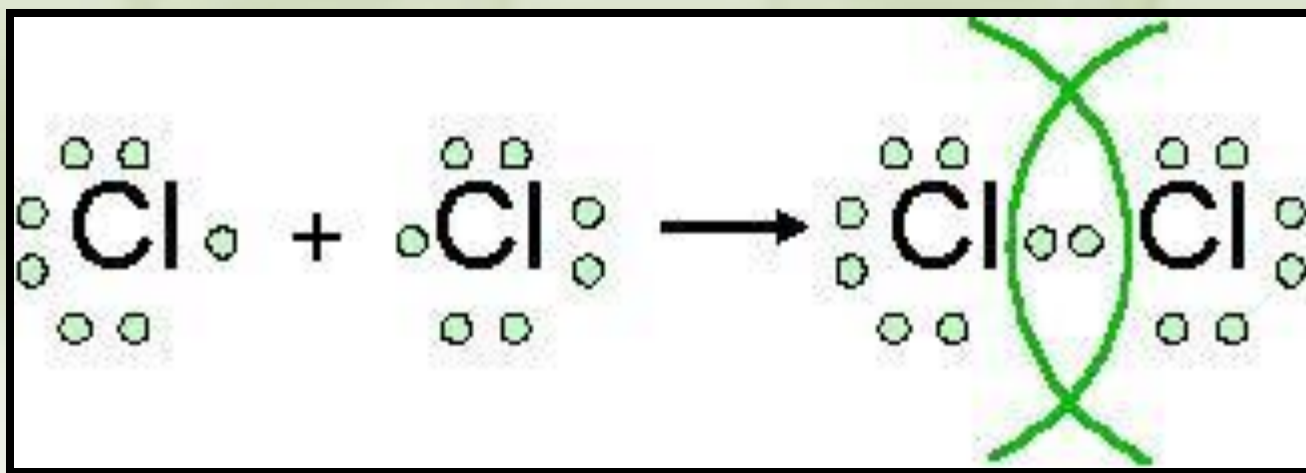
3





# 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.

**З**а 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

**Х**лор – 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:  $^{35}\text{Cl}$  (75,77%) и  $^{37}\text{Cl}$  (24,23%).

Содержание хлора в земной коре составляет 1,7% (по массе). Важнейшие минералы: галит  $\text{NaCl}$ , сильвин  $\text{KCl}$ , 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



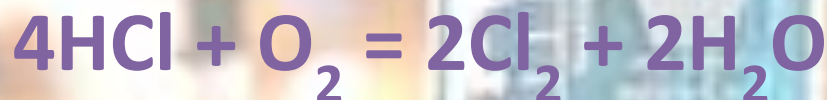
Сильвин



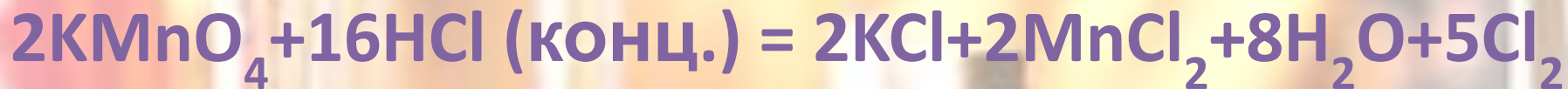
# Получени

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):



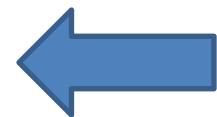
В лаборатории молекулярный хлор получают взаимодействием HCl с перманганатом калия, оксидом марганца (IV), бихроматом калия и др.:



При нагревании:



# Получени





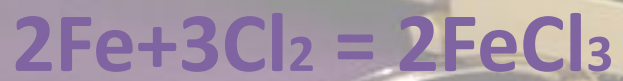
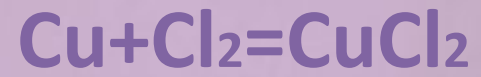
# Химические свойства

**Х**лор – 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

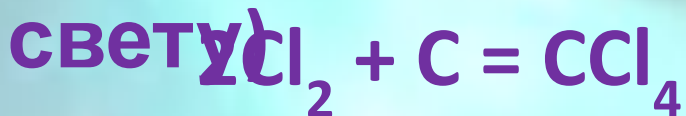
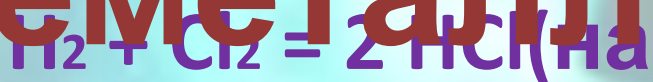
**Х**лор - один из самых активных неметаллов. При взаимодействии с металлами с переменной валентностью (Fe, Cr) в отличие от соляной кислоты заставляет их проявлять большую степень окисления:





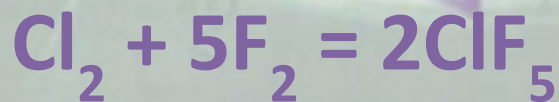
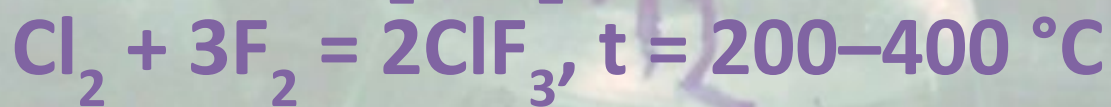
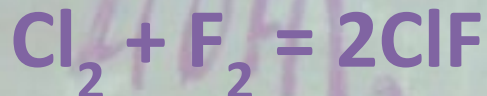


# Неметаллами





Образует соединения с другими галогенами:



# С Водой

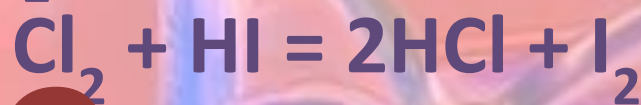
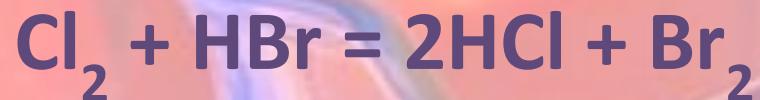
**Х**лор растворяется в воде (в 1 объеме воды растворяется 2 объема хлора) с образованием "хлорной воды":



# Со щелочами

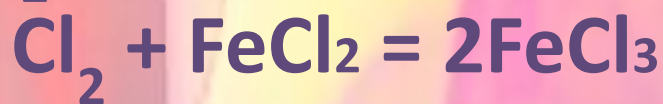
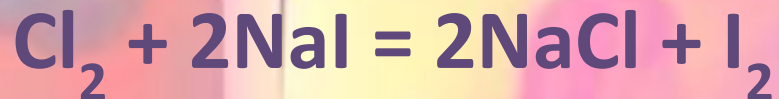


# С Бескислородными Кислотами



**С**

**Солями**

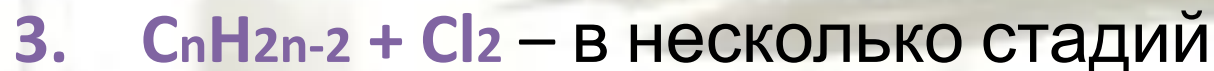




# Хлор В

## 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.

