

A row of glass Erlenmeyer flasks containing a white substance, likely a chemical sample. The flasks are arranged in a line, and the word "Хлор" (Chlorine) is overlaid in large, bold, red Cyrillic letters across the center. The background is dark and slightly blurred, suggesting a laboratory setting. The lighting is dramatic, highlighting the texture of the white substance and the glass of the flasks.

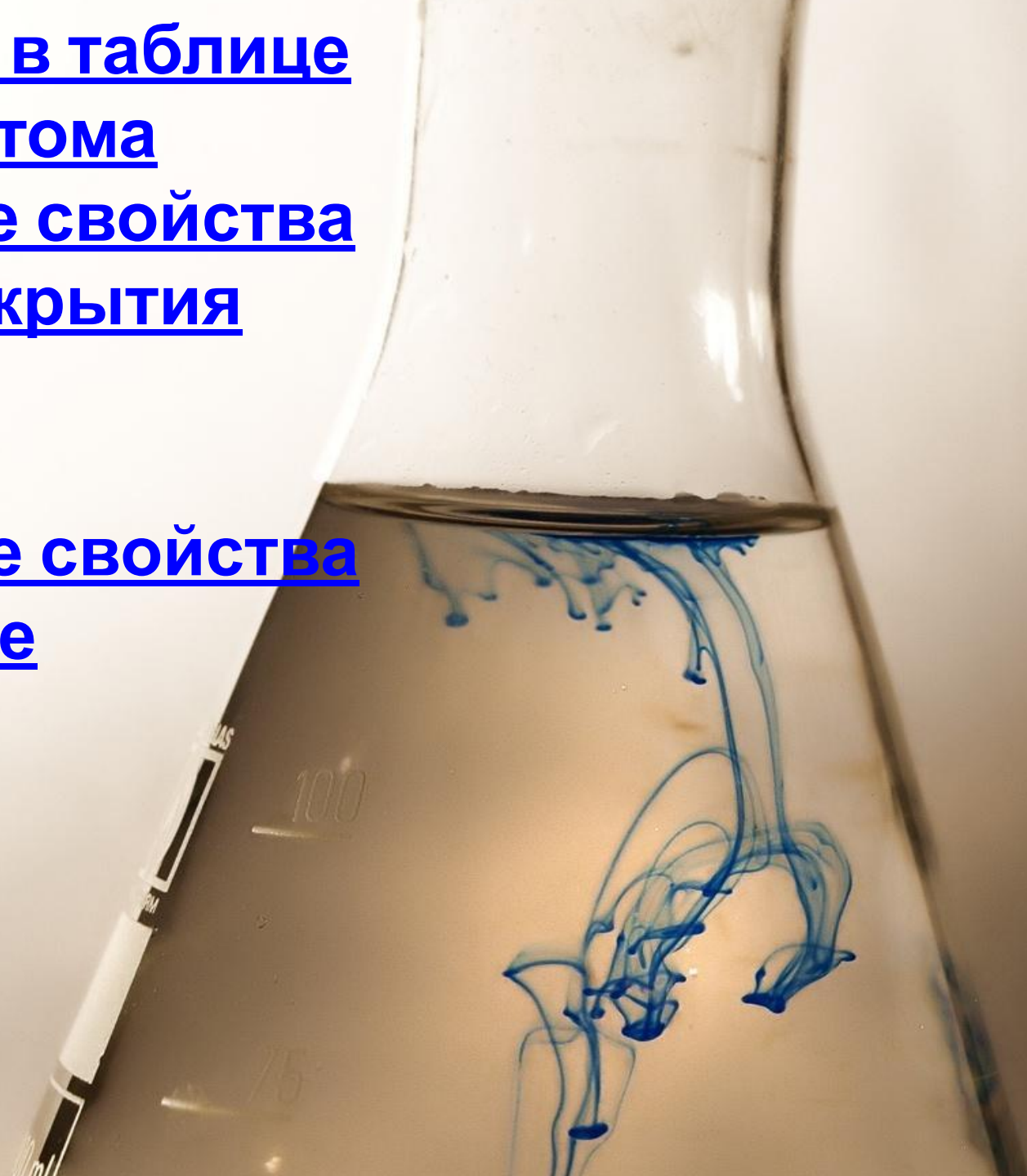
Хлор

2

2

2

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





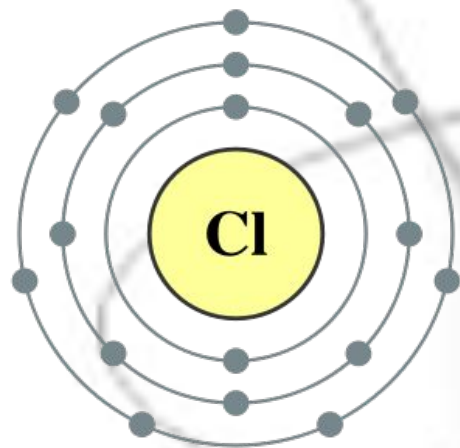
Положение в

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.

Строение атома



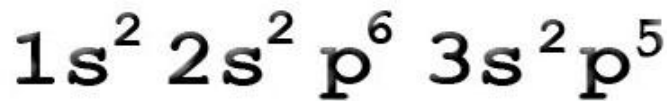
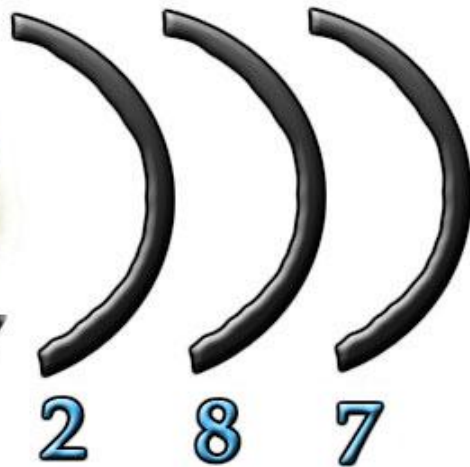
Заряд ядра +17, электронная конфигурация внешней электронной оболочки атома: $3s^23p^5$. Хлор проявляет степени окисления $-1, +1, +3, +5, +7$.

При движении по группе сверху вниз число энергетических уровней увеличивается, значит радиус атома увеличивается в связи с увеличением числа 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.

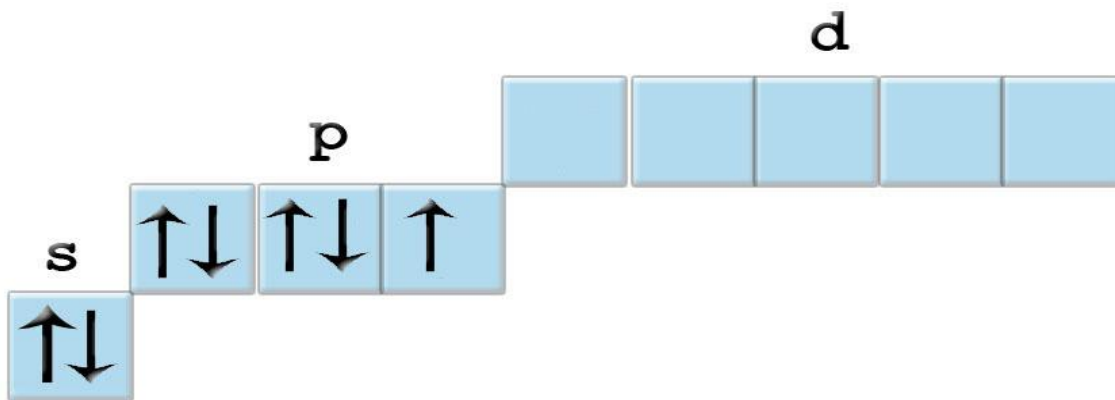
C1



e=17

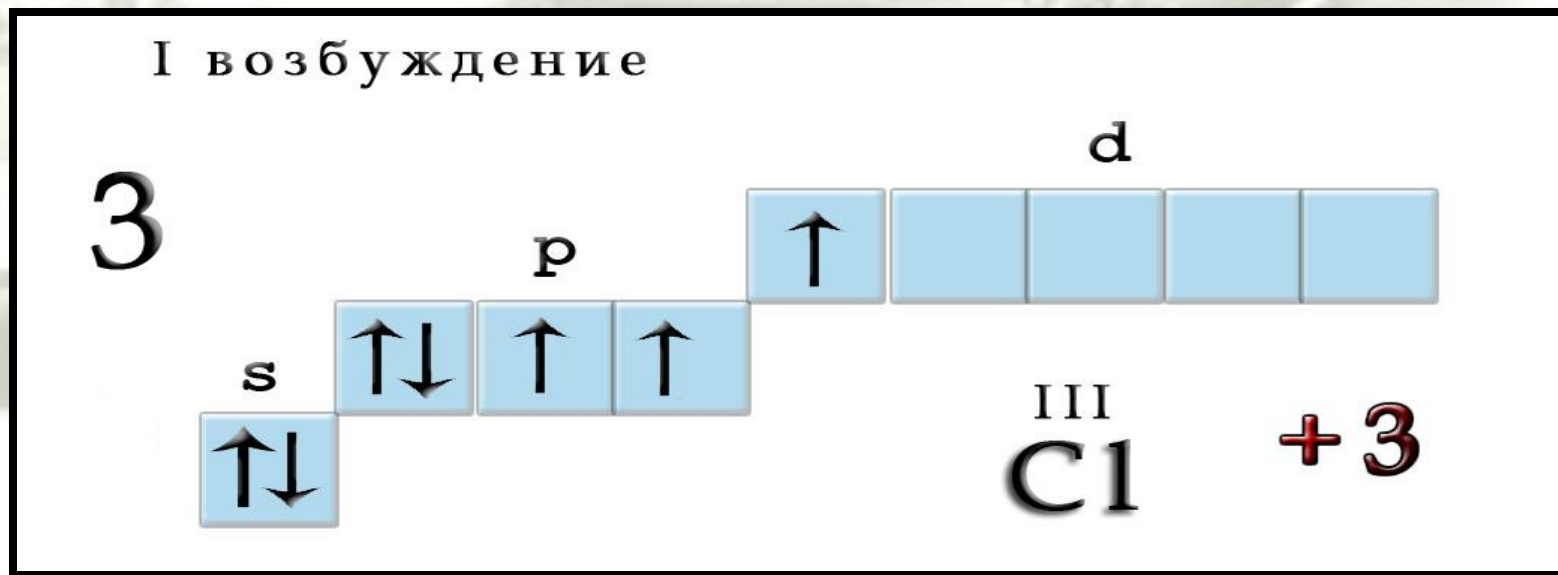


3



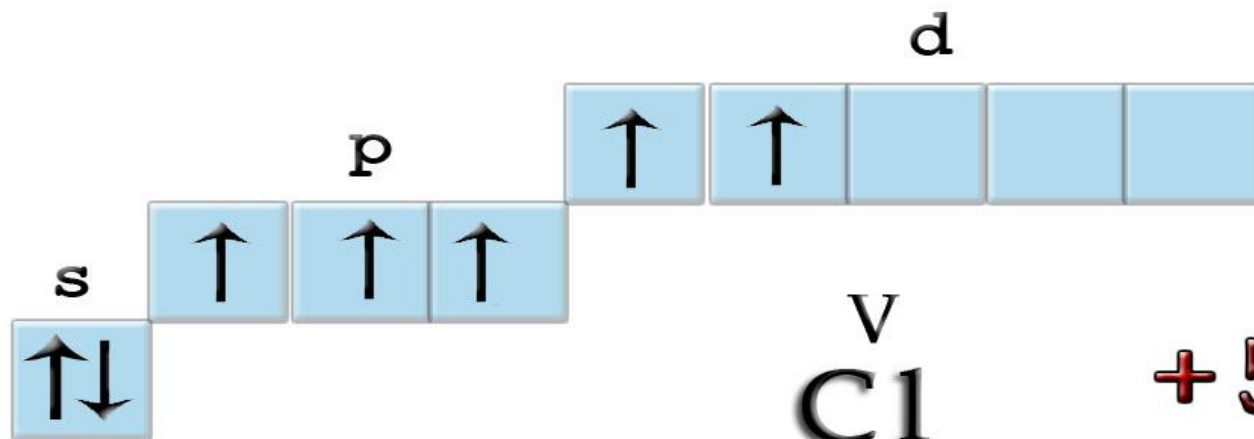
Возбужден

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).



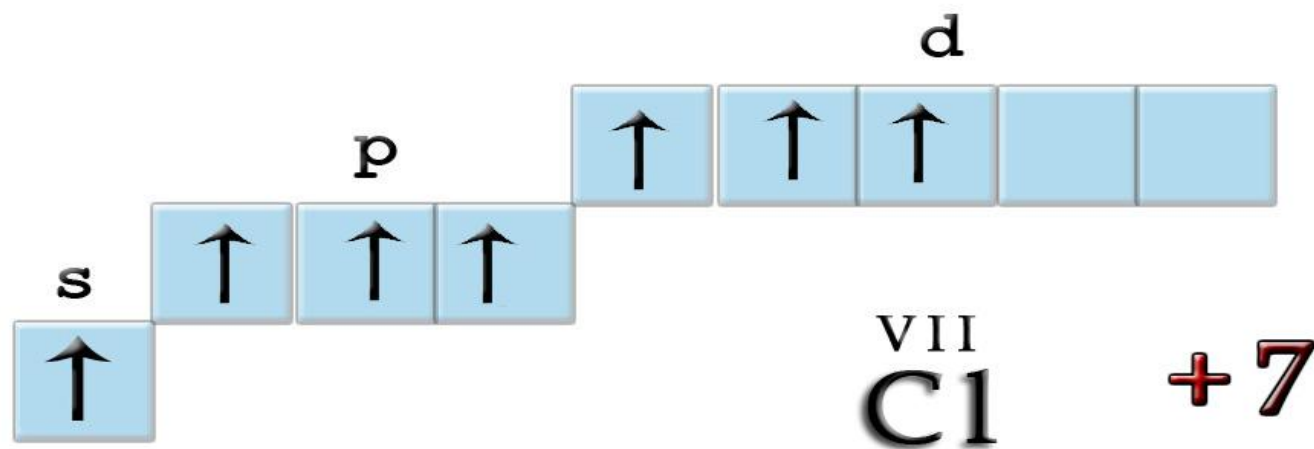
II возбуждение

3



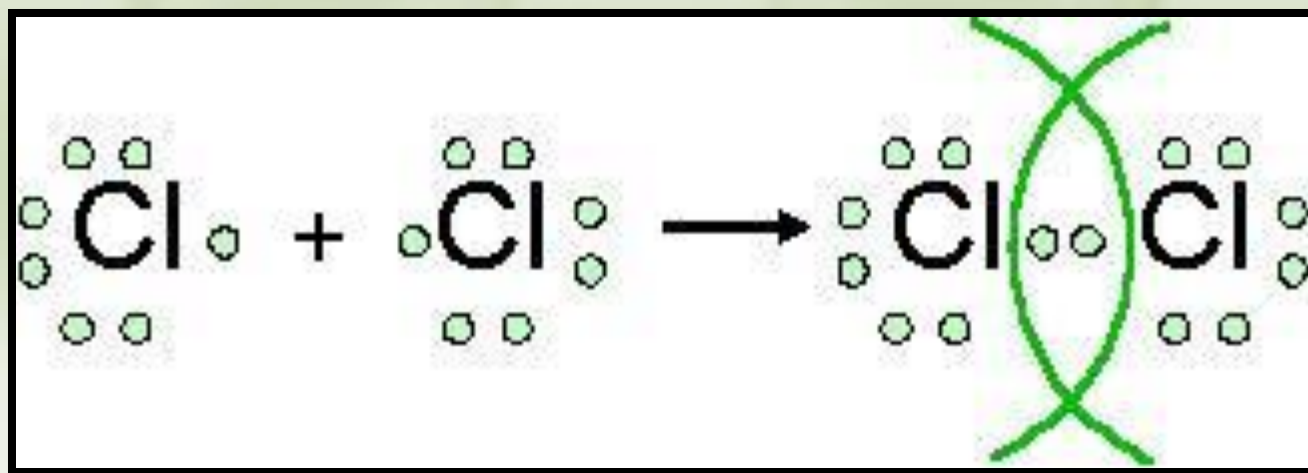
III возбуждение

3



Молекула хлора

Молекула хлора двухатомна. Связь одинарна и образуется при перекрывании одноэлектронных *p*-облаков двух атомов хлора.



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

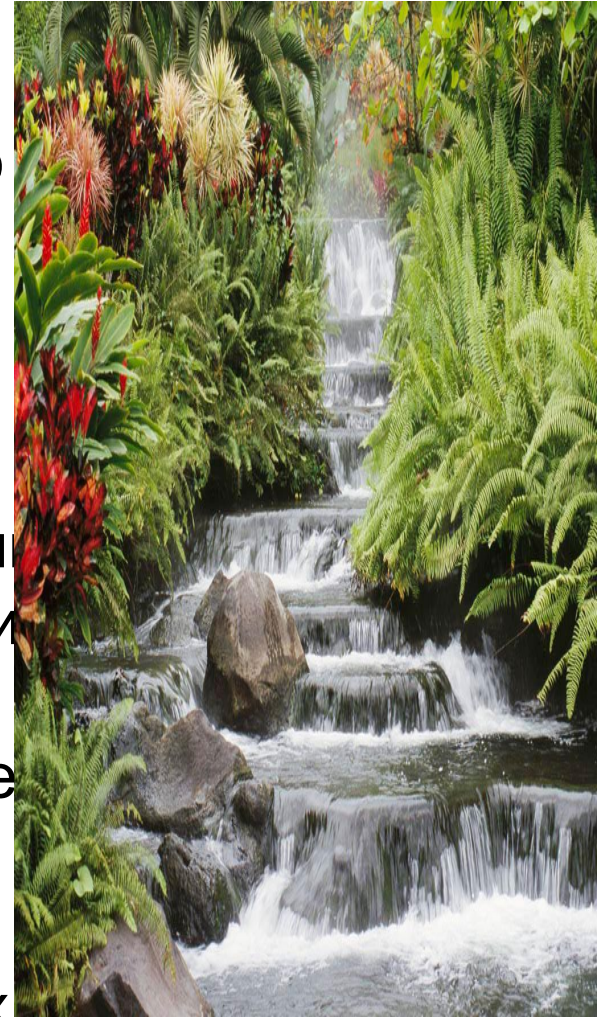
свойства

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.

Ядовитость газа - объясняется его большой химической активностью. Он легко вступает в соединение почти со всеми химическими элементами. Отнимая водород от воды, входящей в состав каждой клетки растительных и животных организмов, хлор тем самым разрушает структуру их, что влечет гибель всего живого. Активность хлора "убила" и его самого. В природе в свободном состоянии он не встречается. Если же где-либо и образуется при редких условиях (например, при извержениях подводных морских вулканов), то в очень небольших количествах, и тотчас исчезает в результате взаимодействия с окружающими веществами.



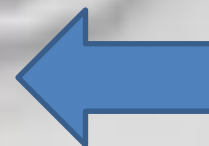
Биологическое значение и применение хлора.

Хлор - один из химических элементов, без которого невозможно существование живых организмов. Основная форма его поступления в организм – это хлорид натрия, который стимулирует обмен веществ, рост волос, придает бодрость и силу. Больше всего хлорида натрия NaCl содержится в плазме крови. И хотя почти все пищевые продукты содержат некоторое количество поваренной соли, человек добавляет её к пище ежедневно.



**Поваренная
соль
 NaCl**

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



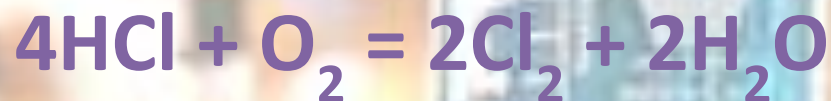
Сильвин



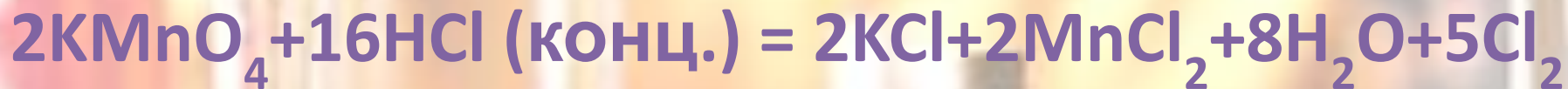
Получени

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):



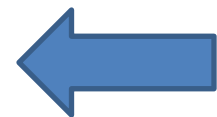
В лаборатории молекулярный хлор получают взаимодействием HCl с перманганатом калия, оксидом марганца (IV), бихроматом калия и др.:



При нагревании:



Получени



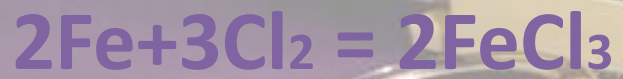
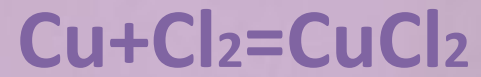
Химические свойства

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.

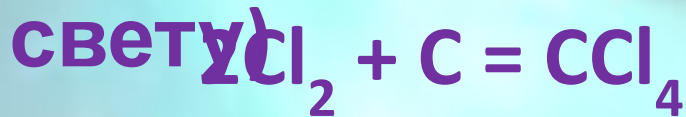
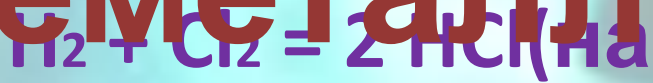
С Металлами

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:



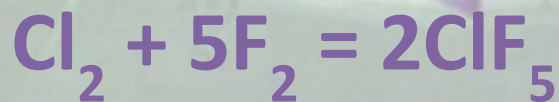
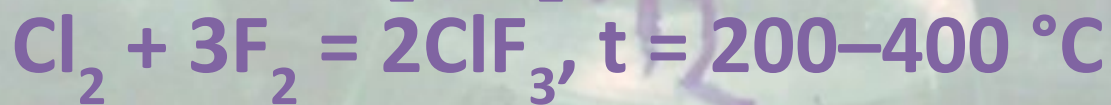
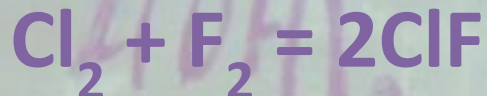


Неметаллами





Образует соединения с другими галогенами:



С Водой

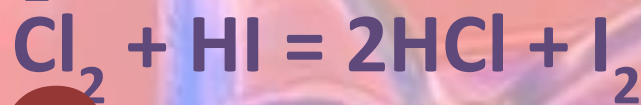
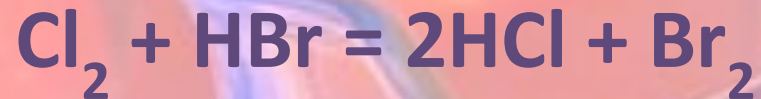
Хлор растворяется в воде (в 1 объеме воды растворяется 2 объема хлора) с образованием "хлорной воды":



Со щелочами

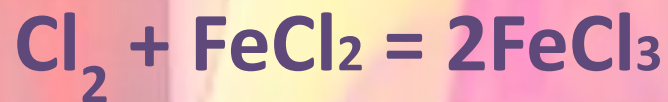
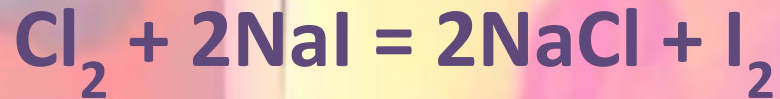


С Бескислородными Кислотами



С

Солями



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.

