

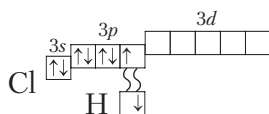
Вопросы, задания, задачи

1. Укажите: а) символы элементов галогенов; б) формулы простых веществ галогенов; в) биологическую роль каждого из галогенов; г) по три продукта питания, содержащих в значительном количестве фтор, бром, йод.
2. Для ряда веществ $F_2 — Cl_2 — Br_2 — I_2$ укажите закономерность изменения: а) температуры плавления; б) температуры кипения; в) активности в реакции с водородом; г) активности в реакции с металлами. Дайте объяснения.
3. Рассчитайте относительную плотность хлора по воздуху.
4. Баллон вмещает 15 кг жидкого хлора. Рассчитайте его количество.
5. Составьте формулы электронных конфигураций атомов фтора и хлора. Укажите сходство и различие в электронном строении этих атомов.
6. Бром массой 4 г растворили в воде объёмом 250 см^3 . Рассчитайте массовую долю брома в бромной воде.
7. Составьте уравнения реакций: а) хлора с железом, натрием, йодидом натрия, этаном; б) брома с железом, алюминием, йодидом натрия, бензолом; в) бромной воды с йодидом алюминия, этиленом, фенолом, анилином.
8. В баллоне содержится сжиженный хлор массой 50 кг. Определите, какой объём займёт хлор при н. у.
9. Установите химическую формулу соли, в которой массовая доля калия составляет 31,836 %, хлора — 28,980 %, кислорода — 39,184 %. Определите степени окисления атомов.
10. В пронумерованных пробирках находятся растворы фенола, йодида натрия, хлорида калия. Предложите план распознавания веществ с помощью одного реактива. Составьте уравнения соответствующих реакций.



§ 31. Соединения галогенов

К важнейшим соединениям галогенов относят галогеноводороды состава $H\ddot{X}$ (X — элемент галоген) и их водные растворы — галогеноводородные кислоты, а также образуемые ими соли. Атомы в молекулах галогеноводородов связаны ковалентной полярной одинарной σ -связью. На рисунке 70 показано образование химической связи в молекуле HCl .



Электронно-
графическая схема
образования связи



Электронная и струк-
турная формулы

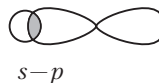


Схема перекрывания
орбиталей водорода
(1s) и хлора (3p)



Масштабная
модель молекулы

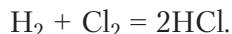
Рис. 70. Модели образования химической связи в молекуле хлороводорода

Хлороводородная кислота

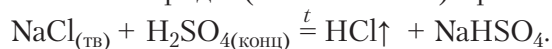
Хлороводородная (соляная) кислота HCl — крупнотоннажный продукт химической промышленности. Она является водным раствором хлороводорода, который представляет собой бесцветный газ с резким запахом. Растворимость HCl при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ составляет около 450 объёмов на 1 объём воды.

Концентрированная соляная кислота, содержащая 36–38 % хлороводорода и имеющая плотность $1,19\text{ г/см}^3$, дымит на воздухе, так как из неё выделяется газообразный хлороводород. Разбавленные растворы HCl не дымят.

В промышленности соляную кислоту получают растворением в воде хлороводорода. При этом хлороводород синтезируют из простых веществ:



В лабораторных условиях хлороводород получают действием концентрированной серной кислоты на хлориды (NaCl или KCl) при нагревании (рис. 71):



Химические свойства. Являясь сильным электролитом, хлороводородная кислота диссоциирует с образованием ионов водорода и хлорид-ионов:



и обладает всеми общими свойствами кислот: действует на индикаторы и образует соли (хлориды) при взаимодействии с металлами (1), основными и амфотерными оксидами (2), гидроксидами металлов (3), солями (4):

1	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ металл	$\text{Fe}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
2	$\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ оксид основной	$\text{MgO} + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ оксид амфотерный	$\text{ZnO} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ основание (щёлочь)	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ амфотерный гидроксид	$3\text{H}^+ + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
4	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ соль	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

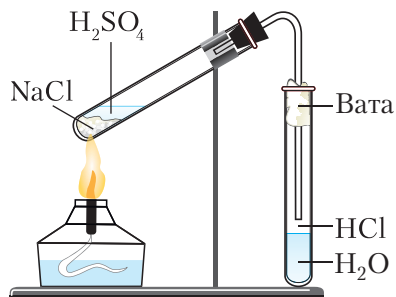


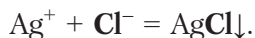
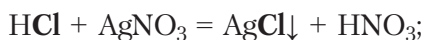
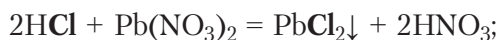
Рис. 71. Получение соляной кислоты в лаборатории

К *специфическим* свойствам соляной кислоты следует отнести реакции, обусловленные наличием аниона Cl^- . Выделим два важнейших.

1. Реакции окисления хлорид-ионов. Ион хлора в составе хлороводородной кислоты имеет низшую степень окисления -1 и способен её повышать при потере электронов. Значит, за счёт ионов хлора кислота является *восстановителем*. Например, для получения хлора в лаборатории используют реакцию концентрированной соляной кислоты с сильными окислителями (MnO_2 , KMnO_4 , KClO_3):



2. Реакции связывания аниона Cl^- с катионами некоторых металлов, например свинца Pb^{2+} , серебра Ag^+ в растворе. Это иллюстрируют уравнения реакций:



Действие нитрата серебра(I) приводит к образованию белого творожистого осадка AgCl , что используют как тест (качественная реакция) на хлорид-ионы (Приложение 3).

Сопоставление свойств галогеноводородных кислот и их солей

Фтороводород HF является жидкостью при температурах ниже 19°C , а HCl , HBr , HI — газообразные вещества при н. у. (табл. 23). Резкое отличие HF по агрегатному состоянию можно объяснить образованием водородных связей между полярными молекулами вещества: $\text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F}$.

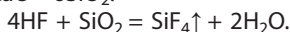
Таблица 23. Галогеноводороды

Галогеноводороды	HF	HCl	HBr	HI
Длина связи, нм	0,092	0,128	0,141	0,161
Энергия связи, кДж/моль	565	431	364	297
Температура плавления, $^\circ\text{C}$	-83	-114	-87	-51
Температура кипения, $^\circ\text{C}$	19,5	-85	-67	-35
Агрегатное состояние (при н. у.)	Жидкость	Газ	Газ	Газ

Ассоциаты молекул фтороводорода настолько прочны, что не разрушаются (присутствуют) даже в газовой фазе до 90 °С. Фтороводород обладает неограниченной растворимостью в воде. Его раствор является слабой кислотой (фтороводородная кислота): $\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$. Низкая сила кислоты HF обусловлена высокой прочностью (энергией) связи в молекуле.



Плави́ковая (фтороводородная) кислота способна растворять («плавить») стекло $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$:



Качественное определение хлорид-, бромид- и йодид-ионов

Остальные галогеноводороды хорошо растворимы в воде и представляют собой сильные кислоты: $\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$; $\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$.

Большинство солей, образуемых этими кислотами, хорошо растворимы в воде. Для качественного определения в растворах хлорид-, бромид- и йодид-ионов используют реакцию с раствором нитрата серебра(I) AgNO_3 . При этом хлориды образуют белый творожистый осадок AgCl , бромиды — светло-жёлтый AgBr , йодиды — жёлтый AgI (табл. 24, Приложение 3):



Эти осадки не растворяются в азотной кислоте.

Нитрат серебра(I) не образует осадка с растворимыми фторидами, поэтому фторид-ионы определяют с помощью раствора CaCl_2 (Приложение 3):



Таблица 24. Качественные реакции на анионы галогеноводородных кислот

Название кислоты и её химическая формула		Соли	Качественные реакции на анионы		
			Ион	Реактив	Признак реакции
Фтороводородная (плави́ковая)	HF	Фториды	F^- фторид	CaCl_2	Белый осадок CaF_2 $\downarrow \bigcirc$
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды	Cl^- хлорид	AgNO_3	Белый творожистый осадок AgCl $\downarrow \bigcirc$
Бромоводородная	HBr	Бромиды	Br^- бромид	AgNO_3	Светло-жёлтый осадок AgBr $\downarrow \bigcirc$
Йодоводородная	HI	Йодиды	I^- йодид	AgNO_3	Жёлтый осадок AgI $\downarrow \bigcirc$

Применение галогенов и их соединений

Галогены находят широчайшее применение и как простые вещества, и в виде соединений. Это иллюстрируют данные таблицы 25.

Таблица 25. Применение галогенов и некоторых их соединений

Галоген	Соединение	Важнейшие области применения
Фтор	$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (криолит)	Производство алюминия
	NaF (фторид натрия)	Добавка к зубным пастам. Медицинский препарат
	HF (плавиковая кислота)	Стекольная промышленность. Производство алюминия
	$-(\text{CF}_2-\text{CF}_2)_n$ (тефлон)	Термостойкий полимер. Антипригарное покрытие для сковородок, утюгов
Хлор	Cl_2 (хлор)	Обеззараживание питьевой воды. Отбеливание льняных и хлопчатобумажных тканей. Органический синтез. Извлечение цветных металлов из руды. Получение соляной кислоты
	NaClO (гипохлорит натрия)	Компонент отбеливающих средств
	HCl (соляная кислота)	Химическая промышленность
	NaCl (галит)	Пищевая добавка. Сырьё для производства хлора, натрия, гидроксида натрия
Бром	Br_2 (бром)	Органический синтез: производство антипиренов (ингибиторы горения), каучука, средств защиты растений. Производство медицинских препаратов
Йод	I_2 (йод)	Медицина — спиртовой раствор (5–10 %). Фармацевтическая промышленность



Хлор содержится в очень опасном для жизни и здоровья веществе — диоксине, который может образоваться в результате реакций органических веществ и хлора при высоких температурах. Органические соединения хлора и фтора (например, фреоны) учёные считают одной из причин разрушения озонового слоя Земли.

Растворы галогеноводородов являются кислотами.

Хлороводород получают синтезом из простых веществ либо действием концентрированной серной кислоты на твёрдый хлорид натрия.

Соляная кислота является окислителем за счёт водорода и восстановителем за счёт хлора.

Обнаружить хлорид-, бромид- и йодид-ионы можно с помощью раствора нитрата серебра(I). Нерастворимые галогениды серебра различаются цветом: AgCl — белый, AgBr — светло-жёлтый, AgI — жёлтый.

Вопросы, задания, задачи

1. Запишите химические формулы и назовите агрегатное состояние галогеноводородов при нормальных условиях.
2. Из перечня Mg(OH)_2 , FeCl_2 , FeCl_3 , $\text{Fe(NO}_3)_3$, HBr , HCl , MgCl_2 , ZnSO_4 выпишите формулы и назовите вещества, которые при действии раствора AgNO_3 образуют белый творожистый осадок.
3. Определите степени окисления атомов в соединениях: KClO_3 , HClO_4 , Cl_2 , KCl . В котором из них атомы хлора могут выступать только в роли восстановителя?
4. Определите массу хлороводорода в порции соляной кислоты массой 50 г с массовой долей вещества 12 %.
5. Рассчитайте объём хлороводорода (н. у.), который может выделяться при действии концентрированной серной кислоты на хлорид натрия массой 100 г.
6. Запишите химические формулы веществ, реагирующих с соляной кислотой: медь, оксид меди(II), оксид кальция, оксид углерода(IV), железо, гидроксид цинка, сульфат натрия, карбонат натрия. Объясните свой выбор. Составьте уравнения соответствующих реакций.
7. Предложите план экспериментального определения растворов йодида калия, бромида натрия и фторида натрия, находящихся в пронумерованных пробирках, используя: а) реакции замещения; б) реакции обмена. Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
8. Объясните причины нарушения последовательного изменения температур кипения галогеноводородов на рисунке 44 в § 17.
9. Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при растворении хлороводорода объёмом 40 дм^3 (н. у.) в воде объёмом 120 см^3 .
10. Для получения брома газообразный хлор пропустили через раствор массой 2 кг с массовой долей бромида калия 0,12 %. Рассчитайте массу полученного брома.

