

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Е70

**Одобрено Научно-редакционным советом корпорации
«Российский учебник» под председательством академиков
Российской академии наук В. А. Тишкова и В. А. Черешнева**

Еремин, В. В.
Е70 Химия : Углублённый уровень. 11 класс : учебник /
В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лу-
нин; под ред. В. В. Лунина. — 4-е изд., перераб. — М. : Дро-
фа, 2018. — 477, [3] с. : ил. — (Российский учебник).

ISBN 978-5-358-20908-4

Учебник написан преподавателями химического факультета МГУ им. М. В. Ломоносова и продолжает курс химии для старшей школы, изложенный в учебнике «Химия. Углублённый уровень. 10 класс» данного авторского коллектива. Предназначен для изучения химии на углублённом уровне.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту среднего общего образования.

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

ISBN 978-5-358-20908-4

© ООО «ДРОФА», 2014
© ООО «ДРОФА», 2018, с изменениями

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие одинадцатиклассники!

Вы перешли в последний, выпускной класс. Ровно через год почти все вы продолжите обучение, но уже не в средней, а в высшей школе. А для этого требуются систематические занятия, планомерная подготовка к экзаменам.

Нам приятно, что вы выбрали химию в качестве предмета для углублённого изучения. Это означает, что вас интересует эта наука и связанные с ней смежные дисциплины — медицина, фармакология, молекулярная биология и др.

На фотографии, помещённой рядом, вы видите высотное здание Московского государственного университета имени М. В. Ломоносова — первого вуза страны, недавно отметившего своё 260-летие. Созданное выдающимися зодчими ушедшей эпохи грандиозное здание символизирует большой вклад отечественных учёных в развитие науки и образования. Оно живописно расположено над Москвой-рекой, на вершине холма, с которого открывается прекрасный вид на центр столицы. Такое мироощущение красоты и величия присуще каждому из нас. Однако на окружающий мир можно взглянуть и по-другому, зная, что он состоит из веществ. Интересно, сколько химических соединений вы видите на этой фотографии? Какие вещества входят в состав кирпича и цемента, из которых построено здание? Из какого материала выполнен шпиль, отлита монументальная скульптура, украшающая портик? Что придаёт зелёный цвет траве и листве?



В первом полугодии вы завершите изучение неорганической химии, начатое в 8 классе и продолженное в 9-м.

Следующий раздел курса познакомит вас с основами теоретической химии — строением атома, химической связью, закономерностями протекания химических реакций. Вы узнаете, например, почему золото, в отличие от большинства других металлов, не может окислиться на воздухе ни при каких условиях, а вот происходящую незаметно для нашего глаза реакцию алюминия с кислородом можно существенно ускорить нагреванием и измельчением металла. Полученные знания вы сможете применить, анализируя технологические схемы важнейших производств — серной кислоты, аммиака, чёрной и цветной металлургии, метанола. Помните, что промышленный синтез существенно отличается от получения веществ в лабораториях. Вы узнаете также, что химические производства могут быть безопасными, и познакомитесь с новым философским подходом к химическому производству — «зелёной» химией.

В книге рассказано и о практическом применении химических знаний в различных областях жизни — в медицине, строительстве, при приготовлении пищи и даже в реставрации.

Параграфы и абзацы, выделенные в учебнике синим цветом, содержат дополнительный материал. Задачи повышенной трудности помечены значком «♦».

Работая с учебником, постоянно оценивайте свои достижения. Если изучаемый материал окажется для вас слишком сложным, обратитесь за помощью к учителю или воспользуйтесь дополнительной литературой и ресурсами Интернета, приведёнными в разделе «За страницами учебника».

Мы желаем вам успеха в этом нелёгком, но интересном и увлекательном труде!

Авторы

§ 1

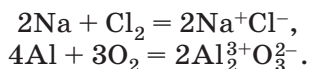
**Классификация простых веществ.
Водород**

Движущей силой химических реакций с участием простых веществ является стремление атомов элементов приобрести более устойчивую электронную конфигурацию. В роли такой выступает двухэлектронная оболочка $1s^2$, соответствующая атому гелия, или восьмиэлектронная оболочка (октет), состоящая из двух s - и шести p -электронов ns^2np^6 ($n > 1$). Атомы, имеющие эти электронные конфигурации, расположены в главной подгруппе VIII группы Периодической системы (гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон). Они необычайно устойчивы и с трудом вступают в химические реакции. Чтобы подчеркнуть это, образующие их простые вещества называют *инертными* или *благородными газами*. Первые три инертных газа вообще не образуют химических соединений, а более тяжёлые способны реагировать с наиболее активным неметаллом — фтором. Так, фторирование ксенона в зависимости от условий приводит к образованию фторидов ксенона XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 .

Как вы знаете, атомы элементов, а также соответствующие им простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы. В атомах практически всех элементов-металлов на внешнем энергетическом уровне находится не более четырёх электронов, поэтому металлы легко отдают электроны, т. е. проявляют свойства восстановителей. Общие физические и химические свойства простых веществ — металлов также во многом объясняются их электронным строением. Так, в простых веществах — металлах молекулы отсутствуют, связи между атомами осуществляются посредством общих электронов, одновременно принадлежащих всему куску металла.

Атомам большинства элементов-неметаллов до приобретения электронной конфигурации ближайшего инертного газа не хватает от одного до четырёх электронов. Поэтому атомы этих элементов стремятся достичь устойчивой электронной конфигурации инертного газа, присоединяя один или несколько электронов. Если атом неметалла вступает во взаимодействие с атомом другого неметалла, то происходит обобществление электронов, т. е. возникает ковалентная связь.

Примером служит образование молекулы Cl_2 из двух атомов хлора или атомного кристалла кварца из атомов кремния и кислорода. Взаимодействие атома неметалла с атомом металла сопровождается переходом электрона. В результате этого атомы приобретают заряд, т. е. становятся ионами:

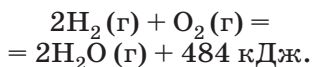


Инертные газы, характеризующиеся полностью заполненной электронной оболочкой, традиционно относят к неметаллам.

Атомы элементов-металлов в Периодической системе расположены в начале периодов, а также в побочных подгруппах. Атомы элементов-неметаллов находятся в конце периодов. Особое положение в Периодической системе занимает первый элемент — водород. Формально он может занимать любую из клеток в первом ряду до гелия. Обычно водород помещают в первую группу, исходя из того, что он имеет электронную конфигурацию $1s^1$, соответствующую общей электронной конфигурации щелочных металлов ns^1 . Однако, в отличие от других элементов первой группы, водород — неметалл, легко образующий двухатомные молекулы. Высказываются предположения, что при высоких давлениях водород может переходить в металлическое состояние, но «металлический водород» до сих пор не получен. *Энергия ионизации* атома водорода, иначе говоря, энергия отрыва электрона от атома с образованием положительно заряженного иона, значительно выше, чем у щелочных металлов. В атоме водорода до завершения внешнего электронного слоя не хватает одного электрона, что роднит его с галогенами — элементами главной подгруппы VII группы. Подобно галогенам, простое вещество — водород состоит из двухатомных молекул. Однако для водорода, в отличие от галогенов, окислительные свойства нехарактерны. Энергия, выделяющаяся при присоединении электрона к нейтральному атому (*энергия сродства к электрону*), у водорода оказывается значительно ниже, чем у элементов главной подгруппы VII группы. Подобно элементам главной подгруппы IV группы, в атоме водорода внешний энергетический уровень заполнен наполовину, а это означает, что водород имеет тенденцию как отдавать, так и принимать электроны.

При взаимодействии с неметаллами, например галогенами, кислородом, серой, азотом, он ведёт себя как восстановитель (напишите уравнения реакций). С бором, кремнием и

фосфором водород непосредственно не реагирует, водородные соединения этих элементов получают косвенным путём. Горение водорода в кислороде (рис. 1) сопровождается выделением значительного количества теплоты:



При этом происходит неупорядоченный перенос электронов от молекул водорода, служащего топливом, к молекулам окислителя — кислорода.

Выделяющаяся в ходе реакции энергия хаотично рассеивается в виде тепла. А что будет, если этот процесс упорядочить, т. е. заставить электроны двигаться строго в одном направлении? Направленное движение электронов, как вы знаете, называют электрическим током. Устройство для преобразования химической энергии в электрическую с помощью реакций окисления дешёвых видов топлива называют *топливным элементом*. Основу его составляют два электрода, на которых происходят полуреакции окисления и восстановления. В водородно-кислородном элементе (рис. 2) электроды имеют вид тонких пористых дисков 1, полученных прессованием и спеканием никелевого порошка с катализатором. Одной стороной каждый электрод соприкасается с раствором электролита 2, а с другой стороны к нему под давлением подаётся газ — кислород 3 или водород 4. При замыкании цепи возникает электрический ток: на катоде происходит восстановление молекул кислорода с образованием гидроксид-ионов, которые переходят в раствор электролита. На аноде молекулы водорода вступают в реакцию с гидроксид-ионами электролита, окисляясь до молекул воды, которые переходят в раствор. Такие топливные элементы, для увеличения мощности соединённые в батареи, находят применение в космических кораблях и на подводных лодках.

Восстановительные свойства водород проявляет также в реакциях со сложными веществами. Оксиды меди, ртути, серебра, свинца при этом сразу переходят в простые вещества:

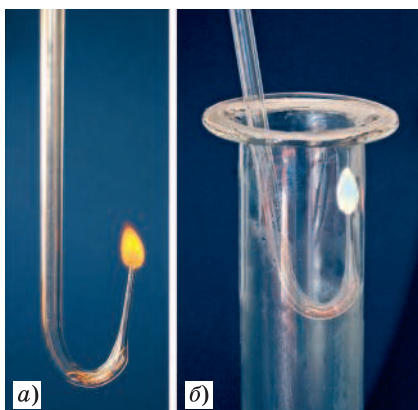
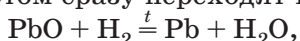


Рис. 1. Горение водорода в кислороде (а) и хлоре (б)

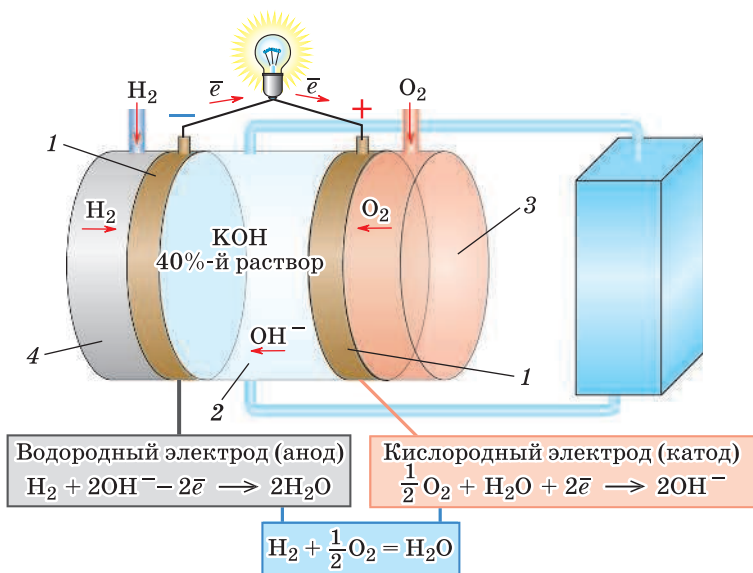
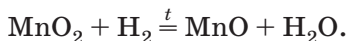


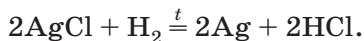
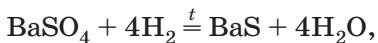
Рис. 2. Водородно-кислородный топливный элемент

оксиды марганца(IV) и железа(III) — в оксиды с более низкой степенью окисления:

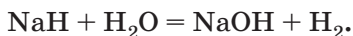


Лишь избыток водорода и очень сильное нагревание позволяют восстановить их до простых веществ. Оксиды активных металлов (натрия, калия, кальция, алюминия) с водородом не взаимодействуют.

Некоторые соли также могут быть восстановлены водородом. Например, сульфаты щёлочноземельных металлов при прокаливании в атмосфере водорода превращаются в сульфиды, а соли ртути и серебра восстанавливаются до металла:



В реакциях с активными металлами водород выступает в роли окислителя. Образующиеся при этом вещества — гидриды, например гидрид натрия NaH , гидрид кальция CaH_2 , представляют собой серые порошки, разлагающиеся водой:



Они проявляют свойства восстановителей. В лабораторной практике с этой целью используют комплексные гидриды, например боргидрид натрия $\text{Na}[\text{BH}_4]$ или алюмогидрид лития $\text{Li}[\text{AlH}_4]$.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Какими общими свойствами обладают химические элементы — металлы; простые вещества — металлы; химические элементы — неметаллы; простые вещества — неметаллы?
2. Почему водород иногда одновременно помещают в I и VII группы Периодической системы?
3. Какие свойства водорода типичны для металлов; неметаллов?
4. Как изменяется энергия ионизации в ряду: а) $\text{Li}—\text{Na}—\text{K}$; б) $\text{Na}—\text{Mg}—\text{Al}—\text{Si}—\text{P}—\text{S}$?
5. Вспомните, какими способами получают водород в лаборатории, в промышленности. Запишите уравнения реакций.
6. Опишите принцип действия водородно-кислородного топливного элемента.
7. Мелкий порошок гидрида кальция на воздухе воспламеняется. Запишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.
8. Определите массу воды, образующейся при взрыве смеси 12 л водорода и 12 л кислорода (объёмы определены при н. у.).
9. Сколько граммов гидрида натрия и какой объём воды необходимо взять для получения 11,2 л водорода (н. у.) и 10% -го раствора гидроксида натрия?
10. При восстановлении водородом 4,975 г оксида металла(II) было получено 3,91 г металла. Какой оксид участвовал в реакции? Какой объём водорода (н. у.) был израсходован?
11. Резиновый шарик, наполненный водородом, со временем сдувается, даже если он плотно завязан. Как это можно объяснить?
- 12♦. Рассчитайте, сколько теплоты выделится при поджигании 100,8 л (н. у.) стехиометрической смеси водорода с кислородом, если теплота образования жидкой воды равна 286 кДж/моль.

§ 2 Галогены

Галогенами называют химические элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы — фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I (рис. 3) и астат At. Слово «галогены» образовано от двух греческих корней: *гал* (*галс* — соль) и *ген* (*геннао* — рождаю) — и означает «рождающие соли». В XIX в. хлор так и называли — солерод, подчёркивая его способность реагировать с металлами с образованием хлоридов — солей



Рис. 3. Галогены: разрез трубы, заполненный фтором (а); колбы с хлором (б), бромом (в), иодом (г)

соляной кислоты. Аналогичные свойства характерны и для других галогенов.

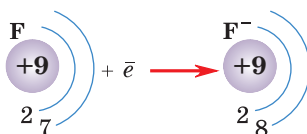
Изучение группы родственных химических элементов начинают с общей характеристики, включающей сравнение размеров их атомов, электронных конфигураций, возможных степеней окисления, свойств простых веществ. Галогены — типичные неметаллы. В Периодической системе они расположены в конце периодов, перед инертными газами. При движении вниз по подгруппе, т. е. при переходе от фтора к астату, возрастают относительная атомная масса элемента и радиус атома, уменьшается электроотрицательность (ЭО), ослабевают неметаллические свойства и окислительная активность (табл. 1).

Число валентных электронов в атоме равно номеру группы, в которой находится элемент. Таким образом, атомы галогенов содержат по семь электронов на внешнем энергетическом уровне, и до его завершения им недостаёт одного электрона.

Общая характеристика галогенов

Химический элемент	Порядковый номер	Относительная атомная масса	Радиус атома, нм	ЭО	Изменение свойств
Фтор F	9	19	0,064	3,98	<p style="text-align: center;">↑</p> <p style="text-align: center;">Возрастают неметаллические и окислительные свойства</p>
Хлор Cl	17	35,5	0,099	3,16	
Бром Br	35	80	0,114	2,96	
Иод I	53	127	0,133	2,66	
Астат At	85	210	Нет данных	2,2	

Фтор обладает наибольшей электроотрицательностью, поэтому для него характерны лишь две степени окисления — 0 (в молекуле F_2) и -1 (во всех соединениях). Остальные галогены способны проявлять как отрицательные (с металлами и водородом), так и положительные (с фтором и кислородом) степени окисления. Низшая степень окисления галогенов (-1) соответствует присоединению электрона. При этом галоген приобретает конфигурацию инертного газа:



Атом, присоединяющий электроны, называют окислителем. Галогены, в особенности фтор, — сильные окислители.

В соединениях с типичными металлами галогены находятся в виде отрицательно заряженных ионов (галогенид-ионов). Галогениды представляют собой соли и имеют ионную кристаллическую решётку. Водородные соединения галогенов (галогеноводороды) состоят из молекул с полярной ковалентной связью. Их водные растворы проявляют свойства кислот. В кислородных соединениях атомы галогенов находятся в положительных степенях окисления (от $+1$ до $+7$); связь между атомами галогена и кислорода — ковалентная полярная.

Простые вещества — галогены состоят из двухатомных молекул. С ростом их молекулярной массы увеличивается

плотность, возрастают температуры плавления и кипения: фтор и хлор при комнатной температуре газообразны, бром — жидкость, а иод — твёрдое вещество. В семействе галогенов наблюдается также закономерное изменение химических свойств простых веществ. Наиболее сильным окислителем является фтор, а самым слабым — иод. Это проявляется, например, при взаимодействии галогенов с водородом. Так, реакция фтора с водородом протекает со взрывом даже в темноте, хлор реагирует с водородом только на ярком свете, бром и иод — лишь при нагревании. Те же закономерности характерны и для реакций со сложными веществами, например с водой. В атмосфере фтора вода горит, хлор лишь медленно взаимодействует с ней, а бром и иод практически не реагируют.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

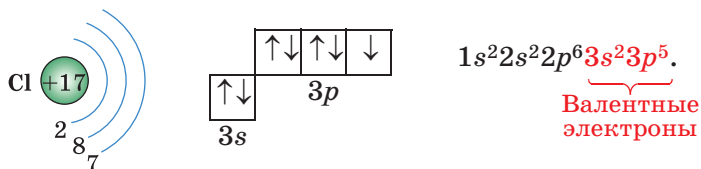
1. Перечислите химические элементы — галогены и дайте их краткую характеристику: выпишите их символы в столбик, укажите, металлы это или неметаллы, изобразите схемы строения их атомов, при помощи вертикальных стрелок обозначьте направления роста радиуса атома, электроотрицательности, усиления неметаллических свойств.
2. Охарактеризуйте галогены — простые вещества: укажите стрелками направления роста температур кипения и плавления, плотности, окислительной способности.
3. Какой из галогенов является наиболее сильным окислителем? Напишите уравнение реакции хлора с водородом, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
4. Определите число протонов, нейтронов и электронов в нуклиде ^{19}F .
5. Хлор встречается в природе в виде двух изотопов с массовыми числами 35 и 37. Используя точное значение относительной атомной массы хлора, определите мольные доли изотопов в природной смеси.
6. Смесь из 4 л водорода и 2 л хлора взорвали. Изменился ли объём смеси?

§ 3 Хлор

Хлор расположен в 3-м периоде, главной подгруппе VII группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. В природе он встречается исключительно в виде соединений, преимущественно хлоридов — солей соляной

кислоты. Из них наиболее распространён хлорид натрия (каменная соль), образующий в районе Соликамска мощные пласты толщиной до полутора километров. Большинство солей, содержащих хлор, хорошо растворимы в воде, поэтому они вымываются водой из горных пород и уносятся реками в моря и океаны. В морской воде содержание хлорид-ионов может достигать нескольких процентов.

Атом хлора содержит 17 электронов, которые распределены по трём энергетическим уровням. На внешнем уровне 7 валентных электронов, один из них неспаренный. Из семи валентных электронов атома хлора два расположены на *s*-подуровне, а оставшиеся пять занимают три *p*-орбитали:



Частицы, содержащие неспаренный электрон, неустойчивы и легко объединяются в молекулы. При этом два неспаренных электрона образуют общую электронную пару, одновременно принадлежащую обоим атомам, тем самым атомы достраивают внешний уровень до октета.

Обратный процесс — распад молекул хлора на атомы — протекает при температуре выше $1000\text{ }^\circ\text{C}$ или при облучении светом.

В лабораторных условиях хлор получают из соляной кислоты, действуя на неё окислителем — перманганатом калия KMnO_4 , бертолетовой солью KClO_3 или оксидом марганца(IV) MnO_2 . Проведём опыт. Поместим в пробирку несколько кристалликов перманганата калия, прильём соляную кислоту и слегка нагреем смесь. Постепенно пробирка заполнится зеленовато-жёлтым газом. Это хлор, его название в переводе с греческого и означает «зеленовато-жёлтый».

Хлор — удушливый газ с характерным резким запахом, напоминающим запах хлорки. При охлаждении до $-34\text{ }^\circ\text{C}$ хлор превращается в жёлто-зелёную жидкость (рис. 4), а при $-101\text{ }^\circ\text{C}$ переходит в твёрдое состояние.



Рис. 4. Запаянная ампула с жидким хлором

В лаборатории для сжижения хлора используют смесь «сухого льда» с ацетоном. Куски «сухого льда» — твёрдого углекислого газа, испаряясь, поддерживают в сосуде температуру $-79\text{ }^{\circ}\text{C}$ (это температура возгонки CO_2). Для получения твёрдого хлора требуется более сильное охлаждение, например жидким азотом (т. кип. $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Хлор примерно в 2,5 раза тяжелее воздуха и опускается на дно сосуда, в котором его собирают. По сравнению с кислородом и водородом он значительно лучше растворим в воде — при температуре $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ и обычном давлении в одном объёме воды растворяется три объёма хлора. Водный раствор хлора называют *хлорной водой*. Свежеприготовленная хлорная вода имеет окраску и запах хлора.

Хлор — ядовитый газ. Даже в небольших концентрациях он раздражающе действует на слизистую оболочку дыхательных путей и вызывает кашель. В случае отравления хлором следует вдыхать пары смеси равных объёмов спирта и 10% -го раствора аммиака.

В лаборатории хлор получают в приборе, изображённом на рисунке 5. Он состоит из колбы, соединённой с капельной воронкой, и промывной склянки, заполненной дистиллированной водой. По количеству выделяющихся в ней пузырьков можно судить об интенсивности образования газа.

Опыт обязательно проводят в вытяжном шкафу. Для начала реакции к оксиду марганца(IV) из капельной воронки приливают такое количество соляной кислоты, чтобы она полностью его закрыла. Затем реакционную смесь аккуратно нагревают. Выделяющийся хлор проходит через промывалку и собирается в толстостенной склянке. Кислоту доливают по мере расходования. В ходе опыта вода в промывной склянке насыщается хлором — её также можно использовать для опытов. Когда весь оксид марган-

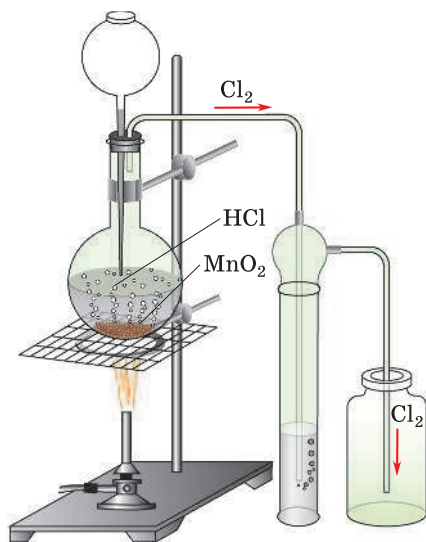
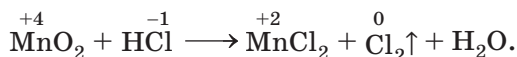
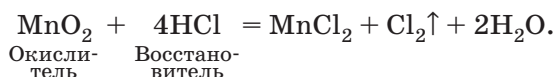
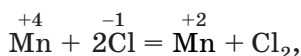
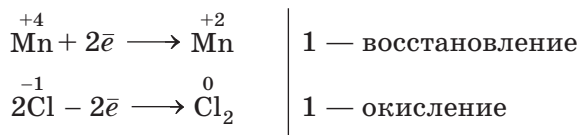


Рис. 5. Получение хлора в лаборатории

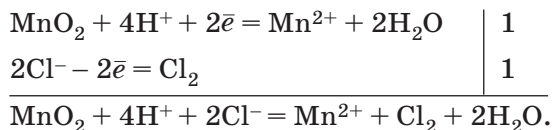
ца(IV) растворится в соляной кислоте, в колбе останется бесцветный раствор.



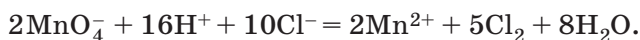
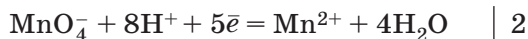
Эта реакция окислительно-восстановительная. Оксид марганца MnO_2 — окислитель, содержащийся в нём $\overset{+4}{\text{Mn}}$ восстанавливается до $\overset{+2}{\text{Mn}}$. Восстановитель — соляная кислота, $\overset{-1}{\text{Cl}}$ окисляется до свободного хлора:



Для расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах, удобнее использовать метод электронно-ионного баланса:



Если оксид марганца(IV) в опыте по получению хлора заменить перманганатом калия, реакция энергично протекает уже при комнатной температуре:

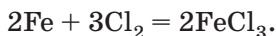


Хлор, подобно кислороду, является окислителем и поддерживает горение многих простых и сложных веществ.

Лабораторный опыт 1. Получение хлора и изучение его свойств

На дно сухой пробирки опустите один-два кристаллика перманганата калия, прилейте к ним несколько капель 20% -й соляной кислоты. Что наблюдаете? Определите окраску выделяющегося газа на фоне листа белой бумаги. В какой части пробирки окраска интенсивнее? Сделайте вывод о плотности газа по сравнению с плотностью воздуха. Результаты наблюдений запишите в тетрадь.

Некоторые вещества при внесении в сосуд с хлором воспламеняются. Убедимся в этом на опыте. Заполним хлором толстостенные склянки, на дно которых насыпан тонкий слой кварцевого песка. Разогреем на воздухе мелкие железные опилки так, чтобы они начали тлеть, а затем быстро внесём их в сосуд с хлором. Частички железа раскаляются, испускающая коричневый дым — мельчайшие кристаллы хлорида железа(III):



Во вторую склянку внесём порошок сурьмы (рис. 6). Сурьма реагирует с хлором настолько энергично, что её не требуется предварительно нагревать. Частички сурьмы, взаимодействуя с хлором, раскаляются добела, образуя красивый



Рис. 6. Взаимодействие сурьмы с хлором