

О. С. Габриелян

 | российский
учебник

ХИМИЯ

Учебник

Рекомендовано
Министерством
образования и науки
Российской Федерации

8-е издание, пересмотренное



ВЕРТИКАЛЬ

Москва

 **ДРОФА**

2019



УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Г12

Габриелян, О. С.

Г12 Химия. 9 класс : учебник / О. С. Габриелян. — 8-е изд., пересмотр. — М. : Дрофа, 2019. — 319, [1] с. : ил. — (Российский учебник).

ISBN 978-5-358-21905-2

Учебник О. С. Габриеляна «Химия. 9 класс» вместе с учебником «Химия. 8 класс» составляет комплекс, который служит полным курсом химии для основной школы.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту основного общего образования и имеет гриф «Рекомендовано Министерством образования и науки Российской Федерации».

Красочные иллюстрации, разнообразные вопросы и задания способствуют активному усвоению учебного материала.

**УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72**

ISBN 978-5-358-21905-2

© ООО «ДРОФА», 2013
© ООО «ДРОФА», 2019, с изменениями

Общая характеристика химических элементов и химических реакций

§ 1 Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева

Как и литературным героям, химическим элементам — «героям» химических процессов — дают характеристики. Только если для первых в качестве первоисточника используют литературное произведение, то для вторых — Периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева. Однако и в первом, и во втором случае необходим план.

Характеризуя химический элемент, будем придерживаться следующего плана.

1. Положение элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева и строение его атомов.

2. Характер простого вещества (металл, неметалл).

3. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по подгруппе элементами.

4. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.

5. Состав высшего оксида, его характер (основный, кислотный, амфотерный).

6. Состав высшего гидроксида, его характер (кислородсодержащая кислота, основание, амфотерный гидроксид).

7. Состав летучего водородного соединения (для неметаллов).

В приведённом плане для вас неизвестными являются следующие химические понятия: переходные металлы, амфотерные оксиды и гидроксиды. Их смысл будет раскрыт в следующем параграфе. Пока же рассмотрим характеристики металла и неметалла.

При этом будем руководствоваться уже известными вам из курса 8 класса основными закономерностями изменения свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами главных подгрупп (А групп) и периодов Периодической системы Д. И. Менделеева (табл. 1).

ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ АТОМОВ, ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ И СОЕДИНЕНИЙ, ОБРАЗОВАННЫХ ХИМИЧЕСКИМИ ЭЛЕМЕНТАМИ, В ПРЕДЕЛАХ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП И ПЕРИОДОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Таблица 1

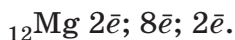
Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах ↓	в периодах →
Атомы	Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
	Число заполняемых энергетических уровней	Увеличивается	Не изменяется и равно номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Увеличивается
	Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
	Восстановительные свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Окислительные свойства	Ослабевают	Усиливаются
	Высшая степень окисления	Постоянная и равна номеру группы (N)	Увеличивается от +1 до +7 (+8)
	Низшая степень окисления	Не изменяется и равна ($8 - N$)	Увеличивается от -4 до -1

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах ↓	в периодах →
Простые вещества	Металлические свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Неметаллические свойства	Ослабевают	Усиливаются
Соединения элементов	Характер химических свойств высшего оксида и высшего гидроксида	Усиление основных свойств и ослабление кислотных свойств	Основной → → Амфотерный → Кислотный Усиление кислотных свойств и ослабление основных Щёлочь → → Нерастворимое основание → Амфотерный гидроксид → Кислота

Характеристика металла на примере магния.

1. Магний имеет порядковый номер в Периодической системе $Z = 12$ и массовое число $A = 24$. Соответственно заряд ядра его атома $+12$ (число протонов). Следовательно, число нейтронов в ядре равно $N = A - Z = 12$. Так как атом электронейтрален, то число электронов, содержащихся в атоме магния, тоже равно 12.

Элемент магний находится в 3-м периоде Периодической системы, значит, все электроны атома располагаются на трёх энергетических уровнях. Строение электронной оболочки атома магния можно отразить с помощью следующей схемы:



Исходя из строения атома, можно предсказать и степень окисления магния в его соединениях. В химических реакциях атом магния отдаёт два внешних элект-

рона, проявляя восстановительные свойства, следовательно, он получает степень окисления +2.

Восстановительные свойства у магния выражены сильнее, чем у бериллия, но слабее, чем у кальция (элементы IIА группы), что связано с увеличением радиусов атомов при переходе от Ве к Mg и Са. Соответственно в ряду Ве — Mg — Са два внешних электрона всё более удаляются от ядра, ослабевает их связь с ядром, и они всё легче покидают атом, который при этом переходит в ион M^{2+} (M — металл).

2. Для магния — простого вещества — характерна металлическая кристаллическая решётка и металлическая химическая связь, а отсюда и все типичные для металлов свойства (*вспомните какие*).

3. Металлические свойства у магния выражены сильнее, чем у бериллия, но слабее, чем у кальция (*объясните почему*, учитывая, что металлические свойства определяются в первую очередь способностью атомов отдавать электроны).

4. Металлические свойства у магния выражены слабее, чем у натрия, но сильнее, чем у алюминия (соседние элементы 3-го периода) (*объясните почему*).

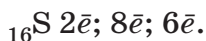
5. Оксид магния MgO является основным оксидом и проявляет все типичные свойства основных оксидов (*вспомните какие*).

6. В качестве гидроксида магний соответствует основание $Mg(OH)_2$, которое проявляет все характерные свойства оснований (*вспомните какие*).

7. Летучего водородного соединения магний не образует.

Характеристика неметалла на примере серы.

1. Сера — элемент VIA группы и 3-го периода, $Z = 16$, $A = 32$. Соответственно атом серы содержит в ядре 16 протонов и 16 нейтронов и на электронной оболочке — 16 электронов. Строение его электронной оболочки можно отразить с помощью следующей схемы:

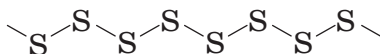
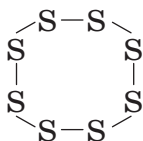


Атомы серы проявляют как окислительные свойства (принимают недостающие для завершения внешнего

уровня два электрона, получая при этом степень окисления -2 , например в соединениях с металлами или менее электроотрицательными элементами-неметаллами — водородом, углеродом и т. п.), так и восстановительные свойства (отдают 2, 4 или все 6 внешних электронов более электроотрицательным элементам, например кислороду, галогенам, приобретая при этом степени окисления $+2$, $+4$, $+6$).

Сера — менее сильный окислитель, чем кислород, но более сильный, чем селен, что связано с увеличением радиусов атомов от кислорода к селену. По этой же причине восстановительные свойства элементов в главной подгруппе VI группы (VIA группы) при переходе от кислорода к селену усиливаются. (Дайте объяснения указанных изменений окислительных и восстановительных свойств.)

2. Сера — простое вещество, типичный неметалл. Сера свойственно явление аллотропии. Разные простые вещества, образованные химическим элементом серой, имеют различные свойства, так как кристаллическое строение их различно. Например, у ромбической серы молекулярная кристаллическая решётка состоит из циклических молекул состава S_8 , а у пластической серы молекулы представляют собой длинные открытые цепи атомов:



3. Неметаллические свойства у серы выражены слабее, чем у кислорода, но сильнее, чем у селена.

4. Неметаллические свойства у серы выражены сильнее, чем у фосфора, но слабее, чем у хлора (соседние элементы в 3-м периоде).

5. Высший оксид серы имеет формулу SO_3 . Это кислотный оксид. Он проявляет все типичные свойства кислотных оксидов (какие?).

6. Высший гидроксид серы — хорошо известная вам серная кислота H_2SO_4 , раствор которой проявляет все типичные свойства кислот (какие?).

7. Сера образует летучее водородное соединение — сероводород H_2S .

Подобные характеристики можно привести для большинства элементов-металлов и элементов-неметаллов главных подгрупп. На их основе можно составить генетические ряды металла и неметалла.

Генетический ряд металла:

металл
(простое вещество) \rightarrow основной оксид \rightarrow *основание* \rightarrow *соль*.

Генетический ряд неметалла:

неметалл
(простое вещество) \rightarrow кислотный оксид \rightarrow *кислота* \rightarrow *соль*.

1. План характеристики химического элемента.
2. Характеристика элемента-металла. 3. Характеристика элемента-неметалла. 4. Генетические ряды металла и неметалла.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Дайте характеристику элементов: а) фосфора; б) калия.
- 2 Запишите уравнения химических реакций, характеризующие свойства: а) MgO и SO_3 ; б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 . Уравнения реакций с участием электролитов запишите также в ионной форме.

- 3 Дайте характеристику магния — простого вещества. Какой тип связи наблюдается в нём? Какие физические свойства имеет металл магний? Запишите уравнения реакций магния со следующими веществами: а) кислородом; б) хлором Cl_2 ; в) серой; г) азотом N_2 ; д) соляной кислотой. Рассмотрите их с позиций процессов окисления-восстановления.
- 4 Что такое аллотропия? Какой тип химической связи реализуется в молекулах состава: а) S_8 ; б) H_2S ? Какие физические свойства имеет наиболее устойчивая модификация серы — ромбическая сера? Запишите уравнения реакций серы со следующими веществами: а) натрием; б) кальцием; в) алюминием; г) кислородом; д) водородом; е) фтором F_2 . Рассмотрите их с позиций процессов окисления-восстановления.
- 5 Сравните свойства простого вещества кремния со свойствами простых веществ, образованных химическими элементами — соседями кремния по периоду.
- 6 У высшего оксида какого химического элемента наиболее выражены кислотные свойства: а) азота или фосфора; б) фосфора или серы?
- 7 Вычислите объём воздуха (примите объёмную долю кислорода в нём равной 0,2), который потребуется для сжигания 120 мг образца магния, содержащего 2% негорючих примесей.
- 8 Вычислите объём оксида серы (IV) (н. у.), который может быть получен при сжигании 1,6 кг серы, если выход продукта составляет 80% от теоретически возможного.
У к а з а н и е. Сначала по уравнению реакции рассчитайте объём оксида серы (IV) — это теоретический объём $V_{\text{теор}}$, затем найдите практический объём $V_{\text{практ}}$, исходя из известного выхода продукта W :
- $$W = V_{\text{практ}} : V_{\text{теор}}, \text{ отсюда } V_{\text{практ}} = W \cdot V_{\text{теор}}.$$
- Аналогично можно найти массу продукта реакции, используя формулу:
- $$W = m_{\text{практ}} : m_{\text{теор}}, \text{ отсюда } m_{\text{практ}} = W \cdot m_{\text{теор}}.$$
- 9 Можно ли утверждать, что высшему оксиду серы SO_3 соответствует сернистая кислота H_2SO_3 ? Почему?
- 10 Используя метод электронного баланса, определите коэффициенты в схемах химических реакций:
- а) $\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{C}$;
б) $\text{S} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$.

§ 2 Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды

Существенным отличительным признаком элементов является кислотный или основной характер соответствующих им оксидов и гидроксидов. Вы уже знаете, что металлы в степени окисления +1 и +2 образуют, как правило, основные оксиды, а в качестве гидроксидов — основания. Металлы с большим значением степени окисления (+6, +7) и неметаллы образуют кислотные оксиды, которым соответствуют кислородсодержащие кислоты.

Проведём небольшой лабораторный опыт. Получим гидроксид цинка и исследуем его химические свойства.



Лабораторный опыт № 1 Получение гидроксида цинка и исследование его свойств

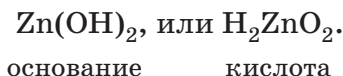
В две пробирки налейте по 1 мл раствора соли цинка (хлорида, сульфата или нитрата), а затем добавьте в каждую с помощью пипетки по 5 капель раствора щёлочи (гидроксида натрия или калия). Что наблюдаете? Прилейте к содержимому одной пробирки раствор кислоты (соляной, серной или азотной), а к другой — раствор щёлочи. Что наблюдаете? О каком свойстве гидроксида цинка свидетельствует вторая часть опыта? Запишите уравнение проделанных реакций в молекулярной и ионной формах.

В чём причина такого необычного поведения $\text{Zn}(\text{OH})_2$ как нерастворимого гидроксида? Опыт показывает, что гидроксид цинка проявляет свойства оснований, взаимодействуя с кислотой, но он также ведёт себя и как нерастворимая кислота, взаимодействуя с щёлочью.

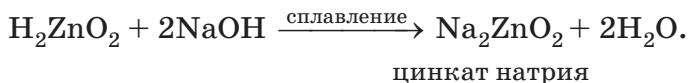
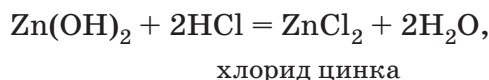


Вещества, которые в зависимости от условий реакций проявляют кислотные или основные свойства, называют **амфотерными** (от греч. *амфотеро* — и тот, и другой).

Таким образом, гидроксиду цинка присущи амфотерные свойства: он может реагировать с кислотами как основание и с щелочами как кислота. Соответственно формулу этого соединения можно представить двояко:

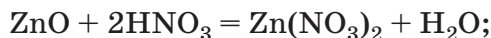


Тогда уравнения реакций гидроксида цинка с кислотой и с щёлочью можно записать так:



В обоих случаях образуется растворимая соль.

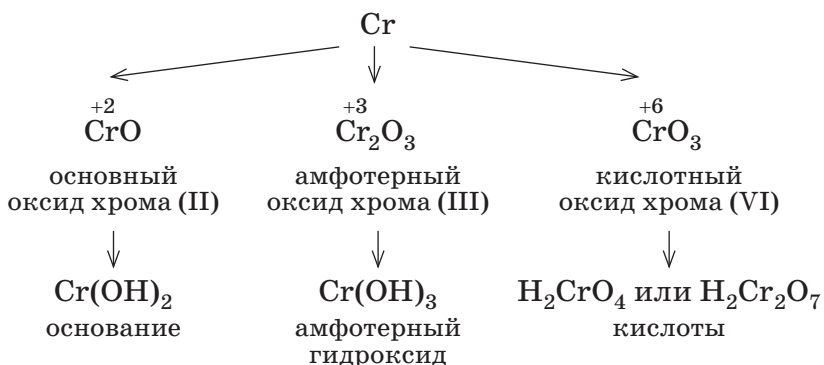
Аналогично гидроксиду цинка и соответствующий ему оксид цинка проявляет амфотерные свойства — образует соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями, например:



В первой реакции оксид цинка ведёт себя как основной оксид, а во второй реакции выступает в роли кислотного оксида — образует соль, в которой цинк входит в состав кислотного остатка.

Амфотерными являются оксиды и гидроксиды многих элементов, например бериллия, алюминия, хрома (III).

Если элемент-металл проявляет несколько степеней окисления, то его оксид и гидроксид с *низшей степенью окисления* будут проявлять, как правило, *основные свойства*, с *высшей* — *кислотные*, а с *промежуточной* — *амфотерные*. Например, для хрома:



Амфотерные оксиды и гидроксиды образуют чаще всего те элементы, которые составляют побочные подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева. Эти элементы называют **переходными элементами** или **переходными металлами**.

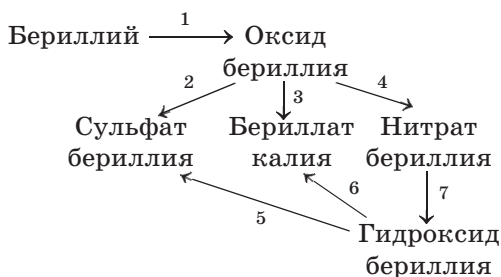
1. Амфотерные оксиды и гидроксиды. 2. Переходные элементы, или переходные металлы. 3. Зависимость химических свойств оксидов и гидроксидов элементов побочных подгрупп Периодической системы Д. И. Менделеева от степеней окисления их атомов.



- 1** Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2** Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Почему для получения амфотерного гидроксида из раствора соли переходного элемента раствор щёлочи к ней приливают по каплям?
- 2 Запишите уравнения реакций для следующих превращений:

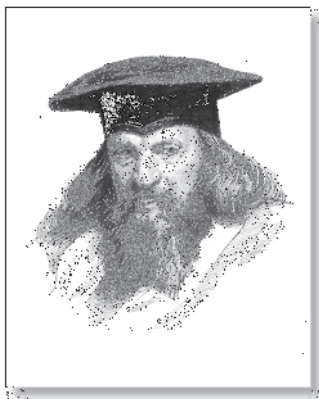


Первую реакцию рассмотрите с позиций окисления-восстановления.

- 3 Приведите по два молекулярных уравнения реакций, соответствующих сокращённым ионным уравнениям:
 - а) $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Be}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{BeO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$.
- 4 Докажите, что амфотерность подтверждает относительный характер деления элементов на металлы и неметаллы.

§ 3 Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

С первых уроков химии вы использовали таблицу Д. И. Менделеева. Она наглядно демонстрирует, что все химические элементы, образующие вещества окружающего нас мира, взаимосвязаны и подчиняются общим закономерностям, т. е. представляют собой единое целое — **систему химических элементов**. Поэтому в со-



Менделеев Дмитрий Иванович (1834—1907)

.....

Выдающийся русский химик, создатель естественной классификации химических элементов — Периодической системы элементов, явившейся выражением Периодического закона химических элементов.

Во всех трудах Д. И. Менделеева ясно проявились энциклопедичность знаний, научная интуиция, умение обобщать, дар научного предвидения.

временной науке таблицу Д. И. Менделеева называют **Периодической системой химических элементов**. Почему «периодической», вам тоже понятно, так как общие закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ, образованных химическими элементами, повторяются в этой системе через определённые интервалы — **периоды**. Некоторые из этих закономерностей, приведённые в таблице 1, вам уже известны.

Таким образом, все существующие в мире химические элементы подчиняются единому, объективно действующему в природе **Периодическому закону**, графическим отображением которого и является Периодическая система элементов. Этот закон и система носят имя великого русского химика Д. И. Менделеева.

Д. И. Менделеев пришёл к открытию Периодического закона, проведя сопоставление свойств и относительных атомных масс химических элементов. Для этого Д. И. Менделеев для каждого химического элемента на карточке записал: символ элемента, значение относительной атомной массы (во времена Д. И. Менделеева эту величину называли атомным весом), формулы и характер высшего оксида и гидроксидов. Он расположил 63 известных к тому времени химических элементов в одну цепочку в порядке возрастания их относительных атомных масс (рис. 1) и проанализировал эту совокупность элементов, пытаясь найти в ней определённые закономерности. В результате напряжённого творческого труда он обнаружил, что в этой цепочке имеются интер-

валы — периоды, в которых свойства элементов и образованных ими веществ изменяются сходным образом (рис. 2).



Лабораторный опыт № 2

Моделирование построения Периодической системы Д. И. Менделеева

Смоделируйте построение Периодической системы Д. И. Менделеева. Для этого подготовьте 20 карточек размером 6 × 10 см для элементов с порядковыми номерами с 1-го по 20-й. На каждой карточке укажите следующие сведения об элементе: химический символ, название, относительную атомную массу, формулу высшего оксида, гидроксида (в скобках укажите их характер — основной, кислотный или амфотерный), формулу летучего водородного соединения (для неметаллов).

Перемешайте карточки, а затем расположите их в ряд по возрастанию относительных атомных масс элементов. Сходные элементы с 1-го по 18-й расположите друг под другом: водород над литием и калий под натрием, соответственно кальций под магнием, гелий под неоном. Сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона. Обратите внимание на несоответствие относительных атомных масс аргона и калия их расположению по общности свойств элементов. Объясните причину этого явления.

Перечислим ещё раз, используя современные термины, закономерные изменения свойств, проявляемые в пределах периодов:

- *металлические* свойства ослабевают;
- *неметаллические* свойства усиливаются;
- *степень окисления* элементов в высших оксидах увеличивается от +1 до +8;
- *степень окисления* элементов в летучих водородных соединениях увеличивается от -4 до -1;
- *оксиды* от основных через амфотерные сменяются кислотными;