



М. К. Оспанова
К. С. Аухадиева
Т. Г. Белоусова

ХИМИЯ

Часть 1

Учебник для 9 классов
общеобразовательных школ

*Утверждено Министерством образования
и науки Республики Казахстан*



Алматы "Мектеп" 2019

УДК 373.167.1
ББК 24.1я72
О-75

Оспанова М. К. и др.

О-75 Химия. Учебник для 9 кл. общеобразоват. шк. Часть 1 / М. К. Оспанова, К. С. Аухадиева, Т. Г. Белоусова. — Алматы: Мектеп, 2019. — 128 с., илл.

ISBN 978—601—07—1090—0

О $\frac{4306021500-010}{404(05)-19}$ 20(1)—19

**УДК 373.167.1
ББК 24.1я72**

© Оспанова М. К., Аухадиева К. С.,
Белоусова Т. Г., 2019

© Издательство “Мектеп”
художественное оформление, 2019
Все права защищены

Имущественные права на издание
принадлежат издательству “Мектеп”

ISBN 978—601—07—1090—0

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие ребята!

Условные обозначения:



— вопросы и упражнения



— задачи



— задания повышенного уровня сложности



— дополнительный материал



— домашний эксперимент



— топ-10 самых известных фактов



— запомните



— это интересно



— самое важное



— подумайте



— знаешь ли ты?

Этот учебный год вы начнете с изучения темы “Электролитическая диссоциация”. Содержание темы поможет вам расширить представления о строении веществ. Вы познакомитесь с особенностями процессов, протекающих в растворах, а также поймете, почему одни вещества проводят электрический ток, а другие нет и как устроены батареи ваших сотовых телефонов. Изучая закономерности протекания химических реакций, вы узнаете, почему одни реакции идут годами, другие мгновенно, а некоторые даже со взрывом. Приобретете знания об управлении химическим процессом.

В главах, посвященных металлам, узнаете, почему сплавы металлов применяются чаще самих металлов, например, чугун и сталь — это важнейшие сплавы железа, которые содержат углерод.

Дальше вам предстоит еще больше углубить свои знания о химических элементах. Особое внимание при этом уделяется биологической роли того или иного элемента, его соединениям и их применению.

Этот учебный год для вас особенный, так как вы совершите увлекательное путешествие в удивительный мир органических веществ. Их очень много. В главе, посвященной кислородосодержащим соединениям углерода, узнаете, чем обороняются муравьи, какие кислоты находятся в жире, растительном и сливочном масле, а также поймете, чем обусловлен аромат цветов и фруктов.

Вас, наверное, заинтересует то, как получают духи и мыло. Более того, мы подскажем вам, как их получить, в нашей замечательной рубрике “Домашний эксперимент”. Большое внимание уделим путешествию в мир полимеров, особых веществ с большой молекулярной массой. Поймете сходство и различие в молекулах крахмала и целлюлозы, узнаете, какими огромными бывают молекулы белков и можно ли их синтезировать.

Задания в конце каждого параграфа помогут вам в более полном объеме освоить новый и закрепить пройденный материал.

Путеводителем по учебнику будут служить специальные знаки, знакомые вам с предыдущих классов.

Мы надеемся, что ваша дружба с химией окрепнет и вы будете старательно заниматься.

Желаем вам успехов!



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Глава I

В 8 классе вы познакомились с процессами растворения веществ в воде, физическими и химическими особенностями растворения. Теперь вы узнаете о механизме растворения веществ в воде, свойствах растворов, а также о химических реакциях, протекающих в растворах.

§1. СУЩНОСТЬ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Сегодня на уроке:

- Узнаем, что такое электролиты и неэлектролиты.

Ключевые понятия

- электролиты
- неэлектролиты
- электролитическая диссоциация

Вы уже знаете о существовании веществ — металлов. Их отличительной чертой является способность проводить электрический ток, благодаря движению электронов. Вы, конечно, понимаете, что в технике электроэнергия передается по металлическим проводам (обычно изготовленным из меди или алюминия, а также из других металлов). В то же время электрический ток могут переносить не только электроны, но и любые

другие заряженные частицы, в том числе ионы. Например, растворами, проводящими электрический ток, являются растворы кислот, щелочей и солей.

- ◆ В XVIII в. естествоиспытатели установили, что все растворы можно разделить на две большие группы — на те, которые не проводят электрический ток, и на растворы-проводники, или проводящие растворы. Г. Ом установил, что растворы-проводники проводят ток по тем же законам, что и проводники-металлы. Но почему проводящие растворы проводят электрический ток, ученые не знали.

В том, что одни растворы проводят ток, а другие не проводят, можно легко убедиться, проведя несложный эксперимент. В химический стакан наливают раствор поваренной соли, в него ставят пластинку из эбонита с вмонтированными в нее двумя электродами, к клеммам которых присоединены электрические провода. Один из них соединен с лампочкой. Выходной контакт от лампочки и провод от другой клеммы идут к источнику тока.



Раствор проводит электрический ток, поэтому лампочка загорается (рис. 1).

Если опустить электроды в стакан с сухой поваренной солью, то лампочка не будет гореть. Тот же результат получится, если электроды опустить в дистиллированную воду. Добавим в стакан дистиллированную воду, которая сама почти не проводит ток, а раствор соли проводит ток. Если сухой гидроксид натрия поместим в фарфоровую чашку и расплавим в пламени горелки, то и такой расплав будет проводить ток. Проведя подобный эксперимент с растворами кислот, щелочей, солей, можно убедиться, что эти растворы также проводят ток. Такие вещества называют *электролитами*.

Вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

Но не все растворы проводят ток. Если мы проведем эксперимент с растворами глюкозы, сахарозы и других органических и некоторых

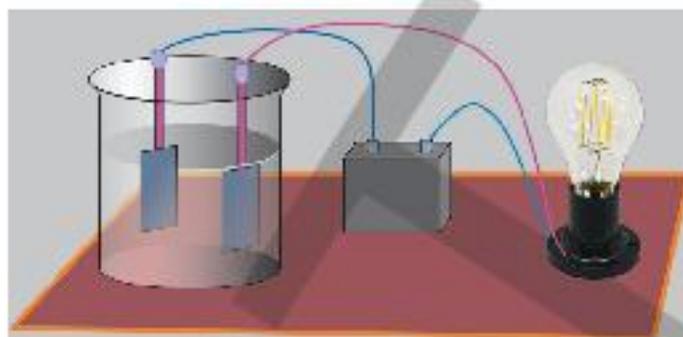


Рис. 1. Прибор для определения электропроводности

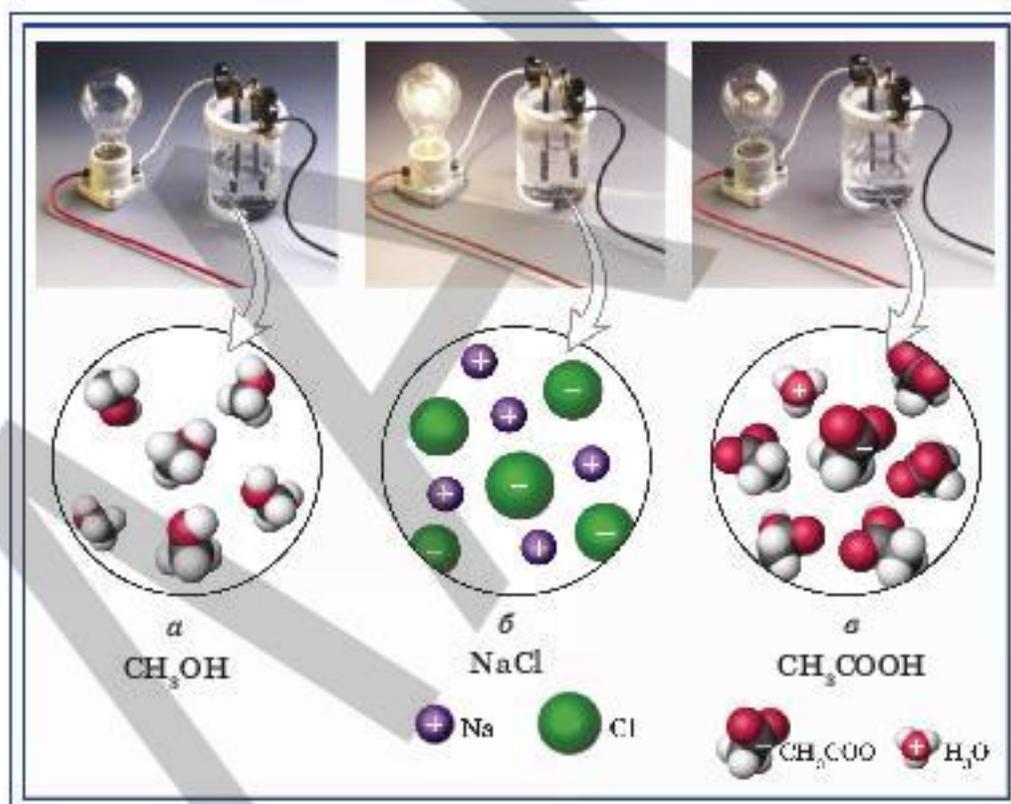


Рис. 2. Электропроводность метилового спирта, хлорида натрия и уксусной кислоты:

- а — неэлектролит в растворах молекулы не распадается на ионы;
- б — сильный электролит в водном растворе распадается на ионы;
- в — слабый электролит в водном растворе мало диссоциирует на ионы

неорганических веществ, то эти растворы ток не проводят (рис. 2). Такие вещества называют *неэлектролитами*.

Вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток, называются *неэлектролитами*.

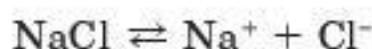
Сказанное можно представить в виде схемы (схема 1). Собственно, в теориях, объясняющих тот странный факт, что растворы одних веществ обладают способностью проводить электрический ток, а растворы других веществ этой способностью не обладают, недостатка не было. В XIX в. изучением проводящих растворов занялся Сванте Аррениус. Именно он в 1887 г. разработал основные положения *теории электролитической диссоциации*. Причиной электропроводности электролитов является наличие в растворах ионов, которые образуются при растворении электролита в воде или расплавлении.

Процесс распада электролита на ионы называется *электролитической диссоциацией* (от лат. *dissociatio* — “разъединение”).

Схема 1



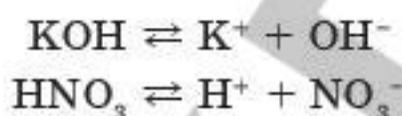
Сущность теории электролитической диссоциации состоит в том, что молекулы электролитов в водных растворах под влиянием молекул воды или расплавлении распадаются на заряженные частицы — ионы (от греч. — “идуций”). Появление ионов в водных растворах солей, кислот, щелочей связано с диссоциацией этих веществ на ионы:





Сванте-Август Аррениус (1859—1927)

Шведский ученый сформулировал основные положения теории электролитической диссоциации. Лауреат Нобелевской премии в 1903 г. Написал около 200 работ по различным вопросам химии, биологии, астрофизики.



Молекулы неэлектролитов (сахар, газы, бензин и др.) при растворении в воде не распадаются на ионы, поэтому они и не проводят электрический ток.



Вещества по способности проводить электрический ток в растворах и расплавах разделены на электролиты и неэлектролиты. Электролиты в растворах и расплавах проводят ток. К ним относят растворы щелочей, солей и кислот. Неэлектролиты в растворах не проводят ток. К ним относят растворы органических веществ, газы, мало-растворимые соли и кислоты. Процесс распада электролита на ион называется *электролитической диссоциацией*.



1. Какие вещества называют *электролитами* и *неэлектролитами*? Приведите по два примера.
2. Из перечисленных веществ выпишите те, которые относятся к электролитам: спирт, раствор хлорида магния, сероводород, раствор азотной кислоты, сахар.
3. Объясните, почему водные растворы глюкозы, глицерина, сахарозы не проводят электрический ток.
4. Что общего и в чем различие проводимости металлов и электролитов?
5. Где используется проводимость электролитов?
6. Установите соответствие между веществами и их проводимостью:

Вещество	Проводимость вещества
а) сахароза	1) электролит
б) соляная кислота	2) неэлектролит



**Майкл Фарадей
(1791—1867)**

Известный английский химик и физик, открывший явление электролиза и изучавший электропроводимость веществ.

Продолжение

в) спирт	
г) гидроксид натрия (расплав)	
д) вода дистиллированная	
е) глюкоза	
ж) раствор сульфата меди (II)	
з) хлорид калия (твердый)	

Знаете ли вы?

Термины “электролиты” и “неэлектролиты” были введены Майклом Фарадеем в начале XIX в.

§ 2. МЕХАНИЗМ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Вы уже знаете, что причиной электропроводности растворов электролитов является наличие в растворе ионов, которые образуются при растворении электролитов в воде.

Механизм электролитической диссоциации был обнаружен русскими химиками И. А. Каблуковым и В. А. Кистяковским, которые применили химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что в растворе находятся не свободные ионы, а *гидратированные*, т. е. окруженные молекулами воды.

- ◆ Д. И. Менделеев обосновал сущность процесса растворения и природу растворов, разработал гидратную теорию растворов. В основе этой теории лежит обоснование сущности химического взаимодействия растворенного вещества с молекулами воды, при котором образуются неустойчивые соединения, называемые *гидратами*. Д. И. Менделеев доказал, что процесс растворения — это не механический распад на частицы, а химический процесс соединения частиц с водой, в результате чего образуются гидраты.



Почему диссоциация электролитов происходит в воде и не происходит, например, в керосине? Чтобы ответить на этот вопрос, нужно рассмотреть строение молекулы воды. Вода имеет ковалентную сильнополярную связь. Ее молекулы представляют собой *диполи* (имеют два полюса). Угол между связями в молекуле воды равен $104,5^\circ$ (рис. 3, 4).

Легче всего в воде диссоциируют вещества с ионной связью и соответственно с ионной кристаллической решеткой, так как они практически уже состоят из готовых ионов (например, хлорид натрия).

При соприкосновении кристаллического хлористого натрия с водой происходит атака молекул соли молекулами воды. При этом положительные концы молекул воды прилипают к ионам Cl^- , а отрицательные — к ионам Na^+ . При таком взаимодействии, как и при любом другом, между противоположными зарядами выделяется энергия — она-то и идет на разрыв связи между катионом и анионом. Процесс взаимодействия ионов с молекулами воды назвали *гидратацией*, если другой растворитель — *сольватацией*. Именно благодаря гидратации, ионы в растворах окружены довольно плотной и прочной оболочкой молекул воды (рис. 5).

Очевидно, что последовательность процессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (растворимых солей и щелочей), будет такой:

1. Ориентация молекул воды около ионов кристалла.

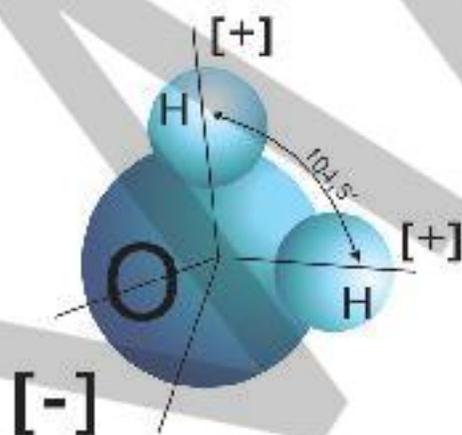


Рис. 3. Строение молекулы воды

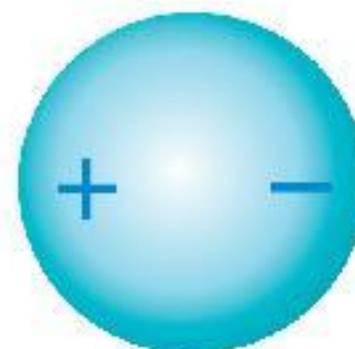


Рис. 4. Молекула воды — диполь

Сегодня на уроке:

- Поймем механизм электролитической диссоциации веществ с ионным и ковалентным полярным видами связи в водных растворах.

Ключевые понятия

- электролитическая диссоциация
- гидратация
- ассоциация
- ион оксония
- уравнение электролитической диссоциации

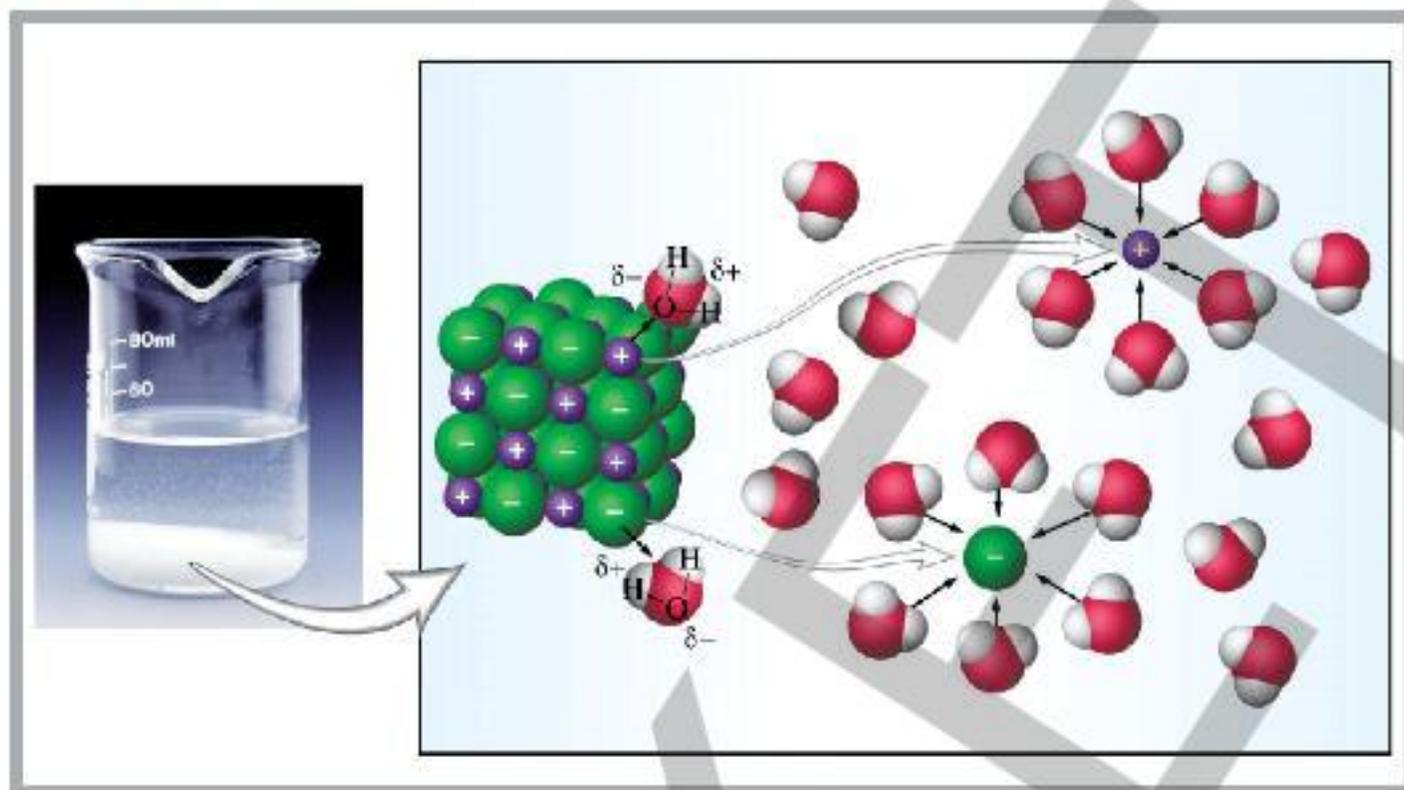


Рис. 5. Гидратация ионов хлорида натрия

2. Гидратация ионов электролита молекулами воды.

3. Диссоциация (распад) электролита на ионы.

Упрощенно происходящие процессы можно отразить с помощью следующего уравнения:



По аналогии диссоциируют и электролиты, в молекулах которых имеется ковалентная сильнополярная связь (например, молекула хлороводорода HCl, рис. 6,7). В этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную. Последовательность процессов, происходящих при этом, будет такой:

1. Ориентация молекул воды вокруг полюсов молекул электролита.
2. Гидратация молекул электролита с молекулами воды.



Владимир Александрович Кистяковский
(1865—1952)

Русский ученый, физико-химик, академик. В 1888 г. высказал идею об объединении химической теории растворов Д. И. Менделеева с учением С. Аррениуса об электролитической диссоциации.

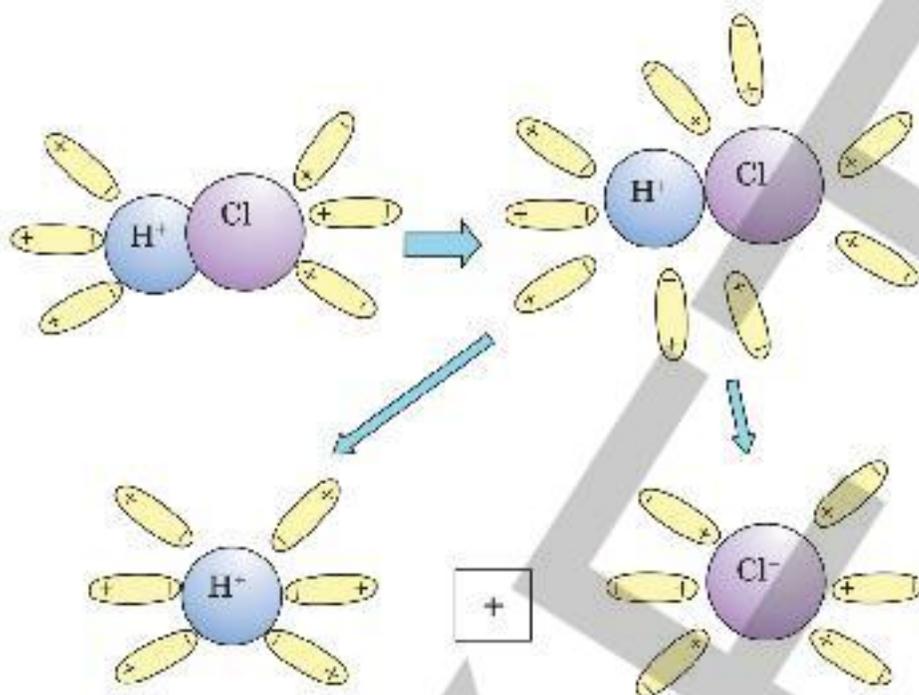
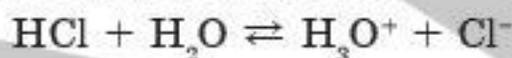


Рис. 6. Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы

3. Ионизация молекул электролита (превращение ковалентной связи в ионную).

4. Диссоциация молекул электролита на гидратированные ионы.

Процесс диссоциации кислот в воде сопровождается также химическим взаимодействием молекул воды и молекул кислот, которые описывают следующей схемой реакции:



Частица H_3O^+ носит название *ион оксония*, но все же для удобства вместо этого иона пишут ионы H^+ , а уравнение диссоциации соляной кислоты будет таким:

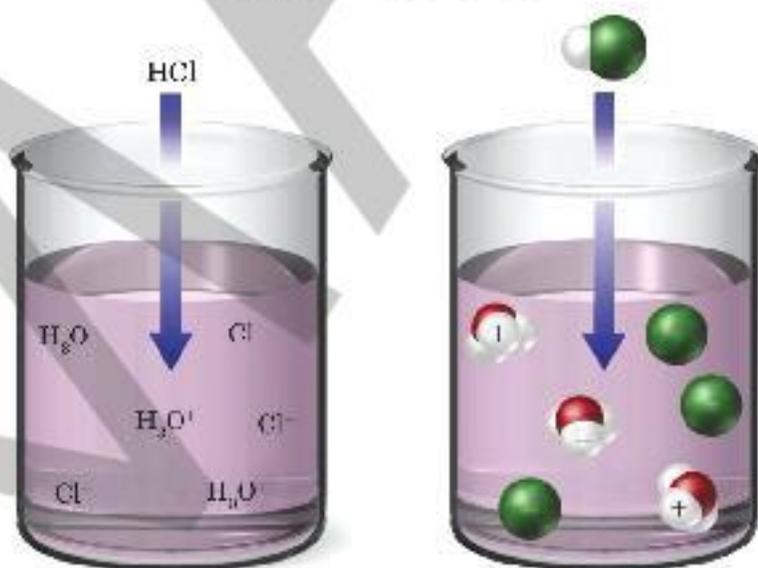


Рис. 7. Гидратация ионов хлороводорода

Таким образом, диссоциация электролитов на ионы изображается химическими уравнениями, называемыми *уравнениями диссоциации*. В общем виде этот процесс можно изобразить так:



где KA — молекула электролита; K^+ — катион; A^- — анион.

Диссоциация — процесс *обратимый* (т. е. происходит в двух противоположных направлениях, обозначается \rightleftharpoons), и наряду с распадом электролита на ионы происходит обратный процесс — **ассоциация**, т. е. хаотичное соединение противоположно заряженных ионов обратно в молекулы электролитов.

- ◆ Почему при растворении и диссоциации одних веществ выделяется теплота (кислоты, щелочи), а при растворении других она поглощается (соли)? Если энергия, затраченная на разрушение кристаллической решетки, больше, чем выделяемая при диссоциации, то теплота при растворении будет поглощаться (NH_4NO_3 , KNO_3 , KCl , и некоторых др.). Охлаждение может быть таким сильным, что стакан, в котором готовят раствор, снаружи покрывается росой или даже примерзает к мокрому столу. И наоборот, если энергия, затраченная на разрушение кристаллической решетки, меньше, чем выделяемая при диссоциации, то теплота при растворении будет выделяться ($LiCl$, $CaCl_2$, H_2SO_4 и др.). Таким образом, если суммарная энергия гидратации катионов и анионов при образовании раствора больше энергии кристаллической решетки, то растворение будет сопровождаться нагреванием, а если меньше — охлаждением раствора (рис. 8).



а)



б)

Рис. 8. а) нагревание раствора серной кислоты;
б) охлаждение раствора нитрата аммония NH_4NO_3
при растворении в воде



Иван Александрович Каблуков (1857—1942)

Русский ученый, академик. Независимо от В. А. Кистяковского в 1889—1891 гг. ввел представление о гидратации ионов. Положил начало физической и химической теории растворов.



Электролитическая диссоциация — процесс обратимый. Наряду с распадом электролита на ионы происходит обратный процесс — ассоциация. Вещества с ионной и сильнополярной ковалентной связями при растворении в воде легко диссоциируют.



1. В чем состоит особенность строения молекулы воды?
2. Почему сухая поваренная соль не проводит электрический ток, а ее водный раствор проводит?
3. Что такое *гидратированные ионы*?
4. Как отличается по своей природе электропроводность металлов и электролитов?
5. В каком случае лампочка загорится: при использовании раствора глюкозы или раствора серной кислоты? Поясните свой ответ.
6. Как объяснить электропроводность растворов электролитов?
7. Почему при растворении концентрированной серной кислоты в воде выделяется большое количество теплоты?

Знаете ли вы?

Самую высокую растворимость в воде среди твердых веществ имеет моногидрат йодата уранила ($UO_3 \cdot H_2O$). Растворимость его при $+18^\circ C$ составляет 12 140 грамм на литр!

Изучаем процесс растворения.

Поместите в эмалированную посуду холодную воду. Добавьте в нее немного пищевой соды. Потрогайте доньшко посуды и вы обнаружите, что оно стало более холодным. Повторите данный эксперимент со стиральным порошком. В этом случае раствор немного нагреется. Попробуйте объяснить данные явления.



§ 3. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ

Сегодня на уроке:

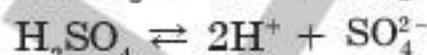
- Рассмотрим электролитическую диссоциацию кислот, оснований и солей.

Ключевые понятия

- КИСЛОТЫ
- ОСНОВАНИЯ
- СОЛИ

По характеру образующихся ионов различают три типа электролитов: кислоты, основания, соли.

Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка.



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Например, для серной кислоты число ступеней диссоциации равно двум, так как число атомов водорода в ней два.

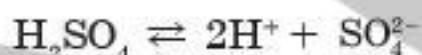
1-я ступень — образование гидросульфат-ионов:



2-я ступень — образование сульфат-ионов:



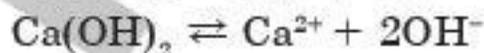
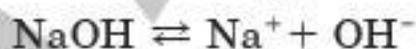
Суммарное уравнение диссоциации серной кислоты выглядит так:



Следует учесть, что диссоциация таких кислот по каждой следующей ступени ослабевает.

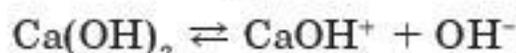
Все кислоты объединяет то, что они при диссоциации обязательно образуют катионы водорода, поэтому справедливо предположить, что общие свойства кислот — кислый вкус, изменение цвета индикатора и др. — обусловлены именно катионами водорода.

Основания — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы гидроксогрупп (гидроксид-ионы).



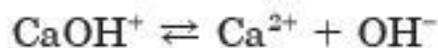
Многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Например, для гидроксида кальция число ступеней диссоциации равно двум, так как число гидроксогрупп в нем две.

1-я ступень — образование гидроксо-ионов кальция:

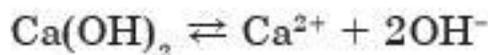




2-я ступень — образование ионов кальция:



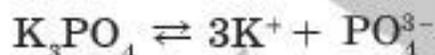
Суммарное уравнение диссоциации:



Так же как и в случае многоосновных кислот, диссоциация таких оснований по каждой следующей ступени ослабевает.

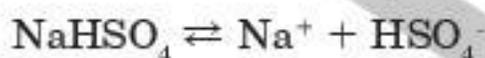
Все общие свойства оснований — мылкость на ощупь, изменение окраски индикатора — обусловлены гидроксид-ионами.

Соли — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (ионы аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:

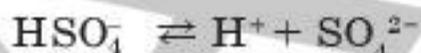


Свойства солей определяются как катионами, так и анионами. Так, например, соли серной кислоты имеют общие свойства за счет ионов SO_4^{2-} , а различающиеся свойства — за счет разных катионов. Имеет значение тип соли, подвергающийся диссоциации. Если растворимая соль является средней (например, K_3PO_4), то такая соль диссоциирует без ступеней, сразу на катионы и анионы. Но если растворимая соль является кислой, то диссоциация будет ступенчатой, например, для гидросульфата натрия:

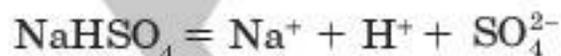
1-я ступень — образование ионов натрия и гидросульфат-ионов:



2-я ступень — образование сульфат-ионов:



Суммарное уравнение диссоциации гидросульфата натрия выглядит так:



Характерные химические свойства электролитов показаны в таблице 1.

Таблица 1

Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения электролитической диссоциации

Электролиты	Характерные общие ионы	Характерные свойства
1	2	3
Кислоты	H^+	Действуют на индикаторы и реагируют с ионами OH^- с образованием воды. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

1	2	3
Основания	ОН-	Действуют на индикаторы и реагируют с ионами H^+ с образованием воды: $OH^- + H^+ = H_2O$
Соли	Общих ионов нет	Отсутствуют общие свойства, обусловленные наличием общих ионов



По характеру образующихся ионов различают три типа электролитов: кислоты, основания, соли. Кислоты, основания и соли диссоциируют на катионы и анионы. Кислотность определяется присутствием ионов водорода. Основность (щелочность) определяется присутствием ионов гидроксогрупп. Свойства солей определяются присутствием конкретных ионов.



1. Дайте определения кислотам, основаниям, солям с позиции теории электролитической диссоциации.
2. Почему индикаторы изменяют цвет в растворах кислот и оснований?
3. Напишите формулы и укажите заряды следующих ионов:
а) сульфат; б) ортофосфат; в) карбонат; г) бромид; д) нитрат; е) силикат.
4. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ:
а) HBr ; б) $NaNO_3$; в) $Ba(OH)_2$; г) $ZnSO_4$; д) K_3PO_4 ; е) $FeCl_3$.
5. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ:
а) сульфата натрия; б) азотной кислоты; в) гидроксида калия; г) карбоната калия; д) хлорида алюминия; е) бромида железа (III); ж) соляной кислоты; з) ортофосфата натрия.
6. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации следующих веществ:
а) H_3PO_4 — ортофосфорной кислоты; б) H_2SeO_4 — селеновой кислоты;
в) H_3AsO_4 — ортомышьяковой кислоты; г) $Ba(OH)_2$ — гидроксида бария;
д) $Sr(OH)_2$ — гидроксида стронция.
7. Определите, какие вещества распались, если в растворе обнаружены следующие ионы:
а) Na^+ и NO_3^- ; б) Fe^{3+} и Cl^- ; в) H^+ и PO_4^{3-} ; г) Mg^{2+} и NO_3^- .
8. Какие из перечисленных ниже веществ могут диссоциировать: гидроксид цинка, хлорид кальция, оксид магния, сульфид калия, кремниевая кислота, углекислый газ, гидроксид калия, хлорид свинца (II). Запишите уравнения возможных реакций диссоциации.

§4. СТЕПЕНЬ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Если провести эксперимент по электропроводности в растворе соляной и уксусной кислоты, то мы обнаружим, что лампочка будет гореть ярко в первом случае, а во втором — едва гореть (рис. 9). Почему это происходит? Объяснив, как происходит процесс диссо-



циации, можно заметить, что этот процесс является обратимым. Наряду с распадом электролитов происходит и обратный процесс соединения ионов в молекулы электролитов. В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы, поэтому растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации, которую обозначают греческой буквой α (“альфа”).

Степень диссоциации α — это отношение числа частиц, распавшихся на ионы (n), к общему числу растворенных частиц (N).

$$\alpha = \frac{n \text{ (число распавшихся частиц)}}{N \text{ (общее число растворенных частиц)}}.$$

Степень диссоциации электролита определяют опытным путем и выражают в долях или процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, если $\alpha = 1$, или 100%, то электролит полностью распадается на ионы. Электролиты имеют разное значение степени диссоциации, так как она зависит от природы электролита (как и в нашем эксперименте с кислотами). Она также зависит и от концентрации: с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается. Так, если в раствор уксусной кислоты добавить воду, лампочка загорится сильнее, так как увеличится степень диссоциации раствора.

Понятно, что электропроводность связана с диссоциацией: чем выше степень диссоциации, тем больше ионов в растворе и тем, следовательно, выше электропроводность раствора.

Сегодня на уроке:

- Узнаем, что такое *степень диссоциации* и научимся определять силу электролита.

Ключевые понятия

- степень электролитической диссоциации
- сильные и слабые электролиты

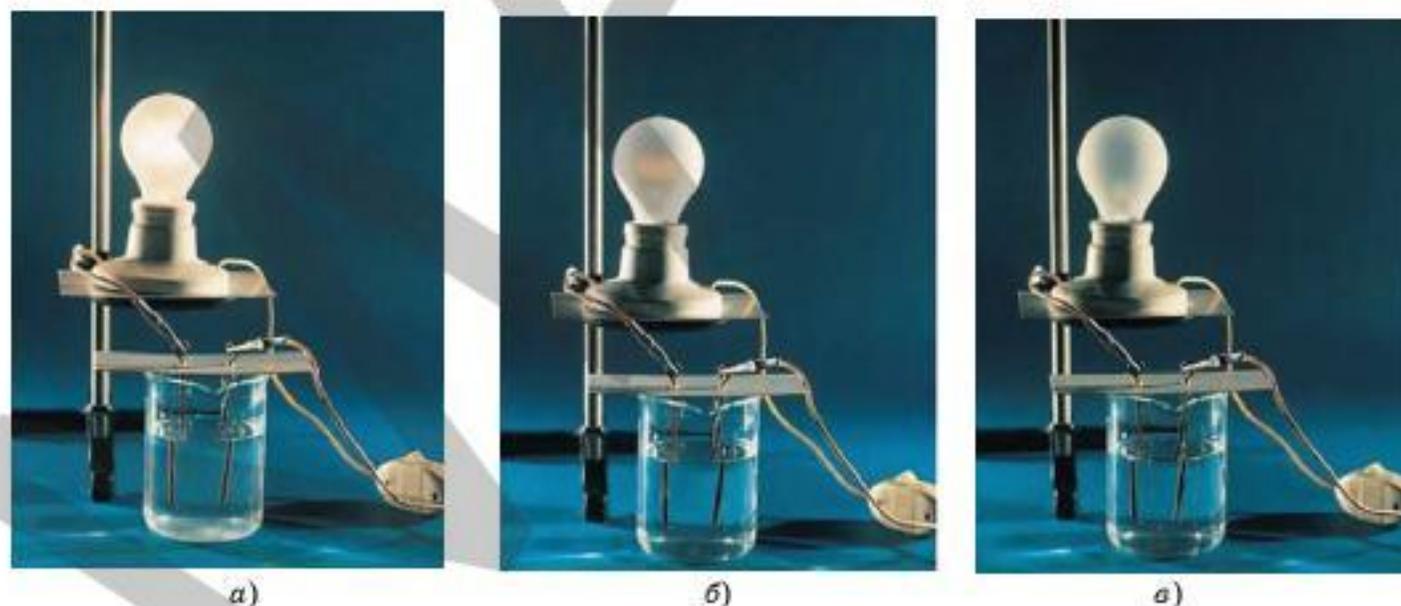


Рис. 9. Электропроводность в растворах:
а) сильного электролита; б) слабого электролита; в) неэлектролита

По степени диссоциации электролиты разделяют на сильные ($\alpha > 30\%$), средние ($3\% < \alpha < 30\%$, H_3PO_4 , HNO_2) и слабые ($\alpha < 3\%$). Это легко определить по горению электрической лампочки в растворах сильных, слабых электролитов и неэлектролитов (рис. 9).

Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы (рис. 9, а). У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к единице в разбавленных растворах.

К сильным электролитам относятся:

- 1) сильные кислоты, например, H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , HI и др.;
- 2) все щелочи, например, KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaOH и др.;
- 3) растворимые соли, например, KCl , NaNO_3 , MgSO_4 и др.

Слабые электролиты при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы (рис. 9, б). У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к нулю.

К слабым электролитам относятся:

- 1) слабые кислоты, например, H_2CO_3 , HF , H_2S и др.;
- 2) слабые основания, например, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NH_4OH (водный раствор аммиака);
- 3) вода, малорастворимые соли, например, CaSO_4 , PbBr_2 .

Деление электролитов на сильные и слабые имеет практическое значение, например, в источниках электрической энергии, в аккумуляторах.

Понятно, что для приготовления аккумуляторной жидкости берут растворы серной кислоты или гидроксида лития, так как это сильные электролиты. Для определения видов электролитов следует опираться на таблицу растворимости кислот, оснований, солей, помещенную в приложении к учебнику.



Растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации. Степень диссоциации электролита показывает количество распадающихся молекул к общему числу растворенных молекул. Электролиты в соответствии с этим делят на сильные и слабые. Степень диссоциации зависит от концентрации раствора и природы электролита.

 Сильные электролиты	Формула	Степень диссоциации (в %)
1	2	3
Соляная кислота	HCl	92
Бромоводородная кислота	HBr	92
Йодоводородная кислота	HI	92



Продолжение

1	2	3
Азотная кислота	HNO_3	92
Гидроксид бария	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	92
Гидроксид калия	KOH	89
Хлорид калия	KCl	86
Гидроксид натрия	NaOH	84
Хлорид натрия	NaCl	84
Серная кислота	H_2SO_4	90



- Почему электролиты делят на сильные и слабые?
 - Приведите по два примера сильных и слабых электролитов.
 - Как будет гореть лампочка в приборе по определению электропроводности в растворе сильного и слабого электролита?
 - Где на практике необходимо учитывать силу электролитов?
 - Проанализируйте таблицу 2 самых сильных электролитов и обоснуйте, какие из данных веществ подойдут для создания аккумуляторов. Нарисуйте схему такого прибора, сделайте необходимые подписи.
- 1. Определите степень диссоциации электролита, если в растворе находилось 200 молекул, а распалось из них 20. Каким будет данный электролит — сильным или слабым?

Ответ: 10%, слабый электролит.

- 2. Определите число молекул, не распавшихся на ионы, если степень диссоциации равна 80% и в растворе находится 60 распавшихся молекул.

Ответ: 15 молекул.

- 3*. Определите степень диссоциации электролита — нитрата серебра, если при полной диссоциации 500 мл 0,2 М раствора было получено 8,7 г ионов серебра.

Ответ: 81%.

§ 5. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. СВОЙСТВА ИОНОВ

Обобщим сведения об электролитической диссоциации в виде основных положений общепризнанной теории электролитической диссоциации.

1. Электролиты — это вещества, которые при растворении в воде или в расплавленном состоянии диссоциируют (распадаются) на ионы.

Ионы — это атомы или группы атомов, обладающие положительным (катионы) или отрицательным (анионы) зарядом.

Сегодня на уроке:

- Узнаем основные положения теории электролитической диссоциации.

Ключевые понятия

- свойства ионов
- классификация ионов



Рис. 10. Примеры окрашенных и бесцветных растворов электролитов

Ионы бывают простые (Na^+ , Br^- , S^{2-}) и сложные (OH^- , CO_3^{2-} , NH_4^+). Существуют бесцветные ионы (OH^- , K^+ , Ca^{2+}) и окрашенные (Cu^{2+} , Fe^{3+} , MnO_4^-). Так и растворы электролитов бывают бесцветными (KOH) и окрашенными (KMnO_4) (рис. 10).

2. Ионы отличаются от атомов как по строению, так и по свойствам.

Рассмотрим это положение на примере ионов натрия и хлора (табл. 2).

Таблица 2

Сравнительная характеристика атомов и ионов на примере натрия и хлора

Атом натрия Na^0	Ион натрия Na^+
${}_{+11}\text{Na}^0 2\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$	${}_{+11}\text{Na}^+ 2\bar{e}, 8\bar{e}$
Атомы натрия легко отдают наружные электроны, поэтому химически активны: окисляются на воздухе, реагируют с водой и т. д.	Ионы натрия не отдают электроны, поэтому не могут окисляться и с водой не реагируют
Атом хлора Cl^0	Ион хлора Cl^-
${}_{+17}\text{Cl}^0 2\bar{e}, 8\bar{e}, 7\bar{e}$	${}_{+17}\text{Cl}^- 2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}$
Атомы хлора активно отбирают электроны, соединяются в молекулы Cl_2^0 . Это вещество — газ зеленого цвета, сильно ядовит, с резким запахом, очень активен	Ионы хлора не отбирают электроны, поэтому бесцветны, неядовиты и с водой не реагируют

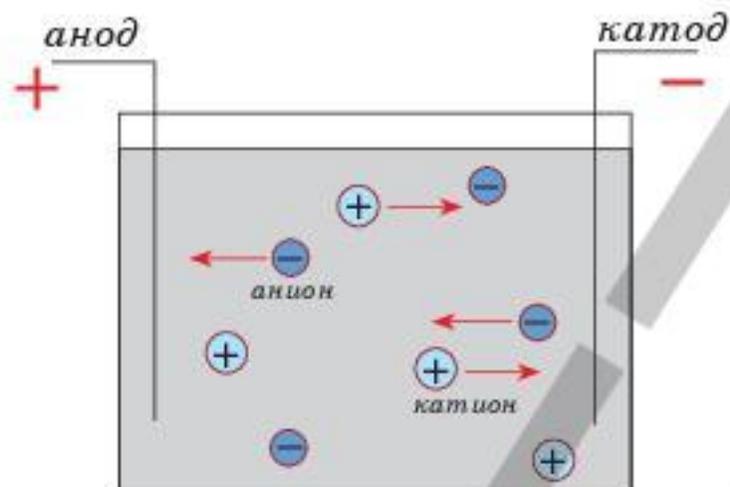


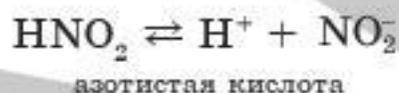
Рис. 11. Движение ионов при пропускании постоянного электрического тока через электролит

3. В растворе и расплаве электролита ионы движутся хаотически. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные анионы — к аноду (рис. 11).

4. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы. Электролиты делятся на сильные и слабые. Степень диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации.

5. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый.

В уравнениях диссоциации электролитов обязательно следует вместо знака равенства ставить знак обратимости (\rightleftharpoons):



азотистая кислота

6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.



Ионы отличаются от атомов как по строению, так и по свойствам. Электролиты диссоциируют на катионы и анионы. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации. Электролиты делятся на сильные и слабые.

1. Что такое *атомы* и *ионы*? В чем их различие? По степени диссоциации поясните примерами.
2. Что такое *катионы* и *анионы*? Приведите по три примера катионов и анионов (воспользуйтесь таблицей растворимости).
3. Чем объяснить, что раствор хлорида меди (II) имеет голубой цвет, а раствор хлорида калия бесцветный?
4. Определите, какими по цвету будут растворы следующих соединений: KMnO_4 , CuSO_4 , FeCl_3 , Na_2SO_4 , если окраска ионов является таковой:

Na^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , K^+ — бесцветные;

Cu^{2+} — голубой, Fe^{3+} — бурый, MnO_4^- — малиновый.

5. Сравните по строению и свойствам:

а) Ca^0 и Ca^{2+} б) H_2^0 и H^+ в) Fe^0 и Fe^{3+}

6. Уксусная кислота — слабый электролит. Как можно увеличить степень ее диссоциации?

Знаете ли вы?

Многие видные ученые того времени не признавали теории С. Аррениуса о диссоциации веществ. Так, например, академик П. Т. Клеве при защите диссертации С. Аррениуса воскликнул: “Это чистая фантазия! Возможно ли, чтобы калий самостоятельно существовал в растворе? Ведь любой ученик знает, что калий бурно реагирует с водой...”. Однако идеи С. Аррениуса победили, и в 1903 г. ему была присуждена Нобелевская премия.

§6. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Сегодня на уроке:

- Узнаем условия протекания реакций ионного обмена.
- Поймем процесс нейтрализации как реакцию между ионами H^+ и OH^- .

Ключевые понятия

- реакции ионного обмена
- обратимость реакции
- реакция нейтрализации
- кислотно-основное взаимодействие
- молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения

Большинство химических реакций происходит в растворах, следовательно, в них участвуют электролиты, которые, в свою очередь, могут диссоциировать на ионы. Значит, реакции в растворах происходят между ионами.

Особенно важными являются реакции ионного обмена. Как же могут протекать такие реакции?

Проведем следующие эксперименты:

Опыт 1. В пробирку с раствором хлорида калия прибавим раствор сульфата натрия. В этом опыте видимых изменений нет.

Опыт 2. В пробирку с раствором сульфата натрия прибавим раствор хлорида бария. Выпадает белый осадок.

Опыт 3. К раствору сульфида натрия прибавим соляную кислоту. Выделяется газ с запахом тухлых яиц.

Опыт 4. В раствор гидроксида калия прибавим каплю фенолфталеина, а затем раствор соляной кислоты. Окраска индикатора из малиновой превратилась в бесцветную. Кроме этого, выделилась теплота (рис. 12).

Дадим объяснение проделанным опытам.

В опыте 1 никаких видимых изменений не произошло. Почему?

Напишем уравнение реакции обмена:

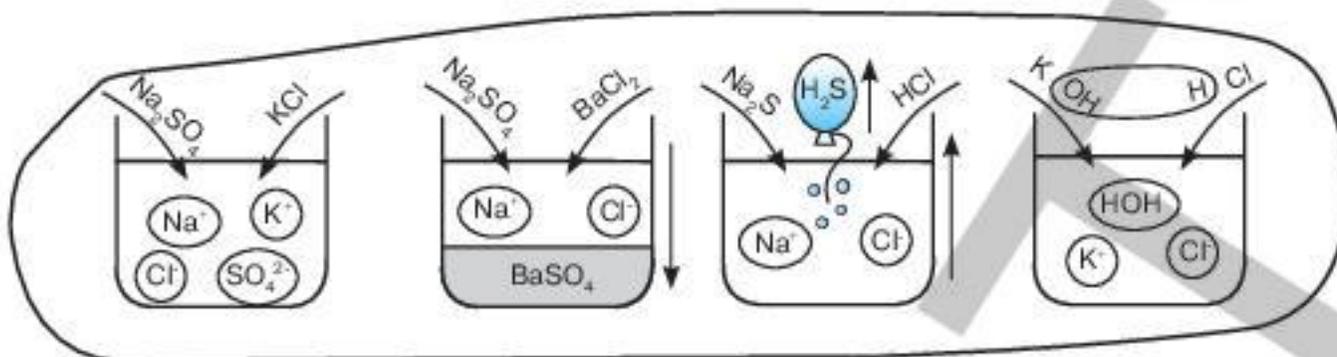
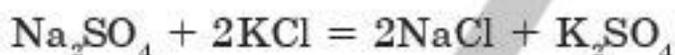


Рис. 12. Условия протекания реакций обмена



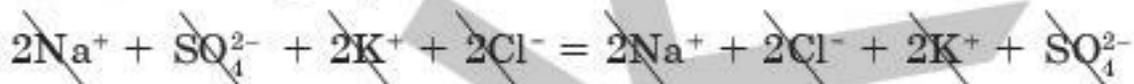
Данное уравнение называется *молекулярным уравнением*.

Оба реагента являются сильными электролитами, следовательно, диссоциируют на ионы:



Это уравнение называют *полным ионным уравнением*.

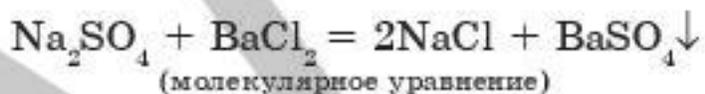
Если в этом уравнении провести сокращение подобных ионов, то мы увидим, что сокращаются абсолютно все частицы.



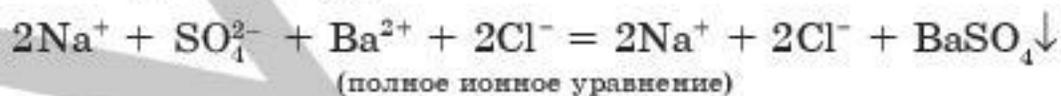
Такая реакция является *обратимой реакцией обмена*, или говорят, что она идет не до конца. Оказалось, что такие реакции практически лишены смысла, их не проводят, так как управлять ими затруднительно. И впредь такие уравнения реакций мы будем показывать так:



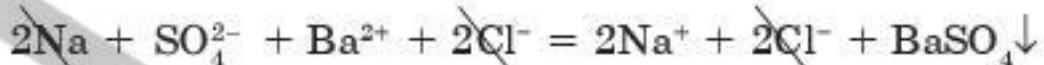
В опыте 2 выпадает белый осадок (рис. 13, а). Почему? Напишем уравнение реакции обмена:



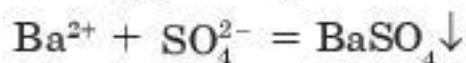
Слева оба вещества растворимы и сильные электролиты, следовательно, диссоциируют на ионы. Справа сильным электролитом является только хлорид натрия, а сульфат бария — нерастворим, поэтому он не диссоциирует на ионы.



Проведем сокращение подобных ионов слева и справа:



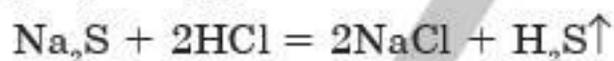
Получаем сокращенное (краткое) ионное уравнение реакции:



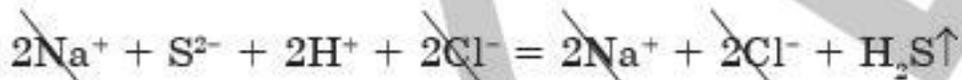
Выпавший белый осадок — это BaSO_4 , значит, данная реакция ионного обмена идет *необратимо*, т. е. до конца, так как выпадает осадок.

В опыте 3 выделяется газ с запахом тухлых яиц — это сероводород. Как происходит эта реакция обмена?

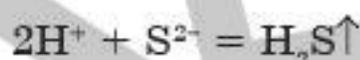
Напишем молекулярное уравнение:



Слева оба вещества — сильные электролиты, следовательно, способны распадаться на ионы. Справа таким веществом является только хлорид натрия, а газ сероводород — неэлектролит. Напишем полное ионное уравнение реакции обмена и сократим формулы подобных ионов:



Получаем следующее сокращенное уравнение:

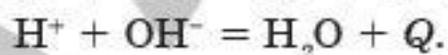
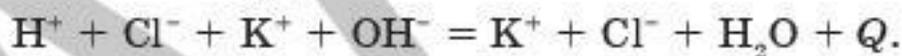


Значит, данная реакция ионного обмена идет *необратимо*, т. е. до конца, так как выделяется газ (рис. 13, б).

В опыте 4 произошло изменение окраски индикатора и выделилась теплота. Напишем молекулярное уравнение реакции:



Слева и справа все вещества, кроме воды, сильные электролиты, поэтому диссоциируют на ионы. Вода — малодиссоциирующий электролит (степень ее диссоциации ничтожно мала — 1 молекула из 55 млн.), ее распад не учитываем. Получаем следующие полное и сокращенное ионные уравнения:



Значит, данная реакция ионного обмена идет *необратимо* до конца, так как образуется малодиссоциирующее вещество — вода. (рис. 13, в).

Реакция взаимодействия кислот и щелочей называется *реакцией нейтрализации*.

- ◆ Но вот что примечательно: какую бы кислоту и какую бы щелочь ни взять, тепловой эффект реакции нейтрализации всегда практически один и тот же: 57 кДж (если на 1 моль щелочи приходится соответствующее количество



а)



б)



в)

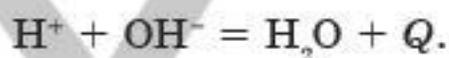


Рис. 13. Необратимые реакции обмена:

а) образование осадка; б) образование газа; в) реакция нейтрализации

кислоты). Выходит, что кислот и щелочей существует много, а реакция нейтрализации — одна.

Если мы проведем похожий опыт между гидроксидом натрия и серной кислотой, то сокращенное ионное уравнение получится таким же, как и в случае с гидроксидом калия и соляной кислотой:



Следовательно, реакция нейтрализации не зависит от природы катиона основания или аниона кислоты, потому что реакция эта сводится во всех случаях к взаимодействию ионов H^+ и OH^- и тепловой эффект всех этих реакций одинаков.

Реакции между ионами называются ионными реакциями, а уравнения таких реакций — ионными уравнениями.

При составлении ионных уравнений придерживаются следующих правил:

1) Формулы электролитов в таких уравнениях расписывают в виде ионов (например, K^+ и CO_3^{2-}).

2) Формулы веществ малодиссоциирующих, нерастворимых, газообразных записывают в молекулярном виде (например, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CO_2 , H_2O).

3) Если вещество выпадает в осадок, то рядом с его формулой ставят знак (\downarrow) (например, $\text{CaCO}_3\downarrow$).

4) Если вещество выделяется в виде газа, то рядом с его формулой ставят знак (\uparrow) (например, $\text{CO}_2\uparrow$).

Итак, мы можем подвести итог. Реакции в растворах электролитов происходят между ионами. Реакции обмена идут необратимо только в том случае, если образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество — вода (рис. 13).



В растворах электролитов могут происходить реакции ионного обмена. Обратимые реакции обмена на практике не применяют. Необратимые реакции обмена происходят, если образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество — вода.



1. Что называется *реакцией ионного обмена*? Какие они бывают?
2. В каком случае реакция обмена считается необратимой и обратимой? Приведите примеры.
3. Выберите среди приведенных реакций необратимые реакции обмена. Расставьте коэффициенты и необратимые реакции напишите в ионном виде:
 - 1) $\text{NaNO}_3 + \text{LiCl} \rightarrow \text{LiNO}_3 + \text{NaCl}$
 - 2) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{BaBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Al(OH)}_3\downarrow + \text{NaCl}$
4. Напишите ионные уравнения реакций между следующими веществами:
 - 1) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{CuCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{KCl}$
 - 3) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
5. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между следующими веществами:
 - 1) хлоридом кальция и сульфатом магния;
 - 2) гидроксидом цинка и серной кислотой;
 - 3) сульфитом натрия и азотной кислотой.
6. Напишите молекулярные уравнения реакций для следующих сокращенных ионных реакций:
 - 1) $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^- = \text{Fe(OH)}_3\downarrow$
 - 2) $2 \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
 - 3) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$
7. Приведите по одному примеру необратимой реакции обмена, сопровождающейся выпадением осадка, выделением газа, образованием воды, опираясь на таблицу растворимости. Уравнения запишите в молекулярном и ионном виде.
8. Начертите в тетради таблицу и заполните ее:



№	Определение анионов	Соответствующие катионы	Наблюдающее явление
1	Cl^-		
2		Ba^{2+}	
3			Синий осадок
4	PO_4^{3-}		
5			Выделение газа
6		Fe^{3+}	
7	Br^-		Выделение запаха аммиака



Проведем реакции ионного обмена.

Дома вы также можете провести реакции обмена. Возьмите для опытов: а) раствор уксуса (CH_3COOH) и мела (CaCO_3); б) силикатный клей (Na_2SiO_3) и уксус. Попробуйте написать уравнения данных реакций в молекулярном и ионном виде.

§ 7. СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Основания — это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы гидроксогрупп.

Все основания представляют собой твердые вещества. Большая часть оснований имеет белый цвет, но есть и окрашенные: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — голубого цвета, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурого цвета, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — зеленого цвета и др. Существует несколько подходов к классификации оснований, которые можно представить в таблице 3.

Сегодня на уроке:

- Изучим свойства оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Таблица 3

Классификация оснований

Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
1	2	3
Растворимость в воде	Растворимые основания (щелочи)	NaOH , LiOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
	Нерастворимые в воде основания	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$
Степень электролитической диссоциации	Сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
	Слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	$\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$

1	2	3
Кислотность оснований (число гидроксогрупп)	Однокислотные	LiOH, NaOH
	Двухкислотные	Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₂
	Трех- и более кислотные	Al(OH) ₃ , Pb(OH) ₄

Ключевые понятия

- основания
- классификация
- свойства

Напомним, что все основания разделены на две группы: растворимые (щелочи) и нерастворимые в воде. Очевидно, что щелочи являются сильными электролитами, а нерастворимые в воде — слабыми электролитами, поэтому свойства разного типа оснований отличаются. Чтобы это сравнить, составим таблицу, в которой сопоставим свойства сильного основания KOH (щелочь) и нерастворимого в воде слабого основания Cu(OH)₂. Все указанные в таблице 4 свойства обусловлены наличием гидроксильных групп в составе оснований.

Таблица 4

Сравнение свойств щелочей и нерастворимых оснований

Свойства	Щелочь KOH	Нерастворимое основание Cu(OH) ₂
Диссоциация в воде	$\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$	Слабый электролит, практически не диссоциирует
Действие на индикаторы	Изменяет окраску индикаторов: лакмус — синий, метилоранж — желтый, фенолфталеин — малиновый	Не изменяет окраску индикаторов
Взаимодействие с кислотами	$\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{Cu(OH)}_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с кислотными оксидами	$\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	Не взаимодействует
Взаимодействие с солями	$2\text{KOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu(OH)}_2 + 2\text{KCl}$ $2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + 2\text{K}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow$	Не взаимодействует
Отношение к нагреванию	Нехарактерно	Разлагаются $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$



Практическое применение оснований представлено в таблице 5.

Таблица 5

Применение оснований

Тип	Название	Формула	Применение
Щелочь	Гидроксид натрия (едкий натр, каустик)	NaOH	Используется как чистящее средство, для производства твердого мыла и бумаги
	Гидроксид калия (едкое кали)	KOH	Используется для производства жидкого мыла, аккумуляторов
	Гидроксид кальция (гашеная известь)	Ca(OH) ₂	Для строительства, поглощения газов
Основание	Гидроксид меди (II)	Cu(OH) ₂	Для обнаружения некоторых органических веществ
	Гидроксид аммония (нашатырный спирт)	NH ₄ OH	Как чистящее средство в быту, для производства удобрений, в медицине



Основания — это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы гидроксогрупп. Щелочи являются сильными электролитами, а нерастворимые в воде — слабыми электролитами.

Реакция нейтрализации является общим химическим свойством нерастворимых оснований и щелочей.



1. Дайте определение основанию с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. Какие основания называют *щелочами*? Приведите примеры.
3. Что такое *нерастворимые основания*? Приведите примеры.
4. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между следующими веществами:
 - а) гидроксид натрия и азотная кислота;
 - б) оксид серы (VI) и гидроксид калия;
 - в) гидроксид магния и соляная кислота;
 - г) гидроксид лития и хлорид цинка;
 - д) гидроксид калия и ортофосфорная кислота.
5. Осуществите следующие превращения, напишите молекулярные и ионные уравнения:
 - 1) $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
 - 2) $\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO}$
6. В стакан прибора для изучения электропроводности налили раствор гидроксида бария. К этому раствору по каплям добавляли раствор серной кислоты. По мере прибавления серной кислоты лампочка светилась все более тускло и через некоторое время погасла. Что произошло? Объясните результаты эксперимента. Будут ли наблюдаться те же явления, если серную кислоту заменить соляной?

Знаете ли вы?

В наших домах щелочи используются повсеместно. Щелочь выделяется при смачивании мыла, поэтому оно снимает загрязнения, а при попадании в глаза они слезятся. Гидроксид натрия входит в известный препарат “Крот” для прочистки труб, а гашеная известь используется при побелке.

Умей применять знания по химии!

Что следует делать, чтобы щелочь не повредила кожу, глаза, одежду? Для этого, например, при побелке, на глаза следует надеть очки, а волосы и руки закрыть головным убором и перчатками. Если все же щелочь попала на кожу, в глаза, необходимо быстро промыть пораженное место большим количеством воды.

§ 8. СВОЙСТВА КИСЛОТ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Сегодня на уроке:

- Изучим химические свойства кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Ключевые понятия

- кислоты
- классификация
- свойства
- применение

Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Кислоты распространены в природе — это яблочная, виноградная, уксусная, муравьиная и др. По агрегатному состоянию кислоты бывают твердыми (фосфорная H_3PO_4) и жидкими (HNO_3 , H_2SO_4 и др.). Есть газы, которые при растворении в воде образуют кислоты (хлороводородная HCl , сероводородная H_2S и др.). Есть несколько кислот, которые “не существуют”, т. е. в момент их образования они распадаются, например, H_2CO_3 распадается на CO_2 и воду, H_2SO_3 — на SO_2

и воду. Существует несколько подходов к классификации кислот, некоторые из них приведены в таблице 6.

Таблица 6

Классификации кислот

Признаки классификации	Виды кислот	Примеры
1	2	3
Наличие кислорода в составе	Кислородсодержащие	HNO_3 , H_2SO_4
	Бескислородные	HCl , H_2S
Основность	Одноосновные	HNO_3 , HBr
	Двухосновные	H_2SiO_3 , H_2S
	Трехосновные	H_3PO_4



Продолжение

1	2	3
Степень диссоциации	Сильные	HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄
	Слабые	H ₂ CO ₃ , HF
Летучесть	Летучие	HCl, HNO ₃ , H ₂ S
	Нелетучие	H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₄
Стабильность	Стабильные	H ₂ SO ₄ , HCl
	Нестабильные	H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃
Растворимость в воде	Растворимые в воде	HNO ₃ , HBr
	Нерастворимые в воде	H ₂ SiO ₃

Кислоты в основном не имеют окраску, т. е. их растворы бесцветные, но имеются окрашенные кислоты, например, марганцевая кислота HMnO₄ имеет малиновую окраску.

Кислоты могут иметь разнообразные отличия, и, тем не менее, их химические свойства сходны, так как при диссоциации они образуют катионы водорода.

Рассмотрим общие химические свойства кислот (табл. 7, рис. 14, 15).

Таблица 7

Общие химические свойства кислот

Химические свойства	Примеры реакций
1. Диссоциация	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ лакмус – красный, метилоранж — розовый
2. Взаимодействие с металлами, стоящими в вытеснительном ряду до H ₂	$2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$ $2\text{Al}^0 + 6\text{H}^+ + 6\text{Cl}^- = 2\text{Al}^{3+} + 6\text{Cl}^- + 3\text{H}_2^0$ $2\text{Al}^0 + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2^0$ (рис. 14)
3. Взаимодействие с оксидами металлов	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
4. Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации)	$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
5. Взаимодействие с солями	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ (рис. 15)

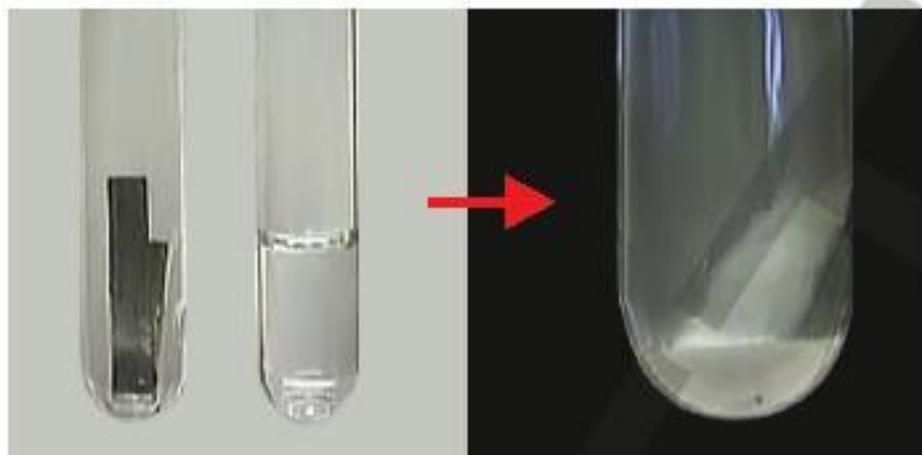


Рис. 14. Взаимодействие алюминия с соляной кислотой

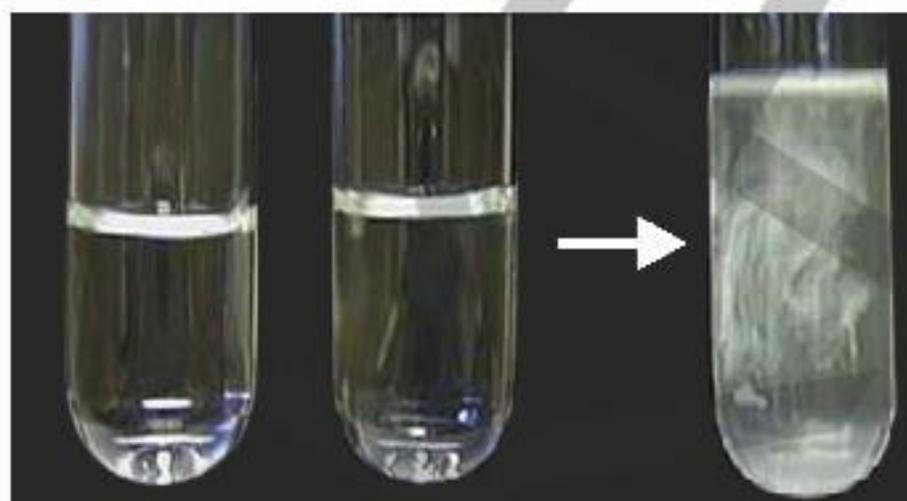


Рис. 15. Взаимодействие хлорида бария с серной кислотой

Из таблицы 8 видно, что кислоты — активные вещества и реагируют со многими неорганическими веществами.

Применение кислот представлено в таблице 8.

Таблица 8

Применение кислот

Тип	Названия	Формулы	Применение
1	2	3	4
Неорганические	Серная кислота	H_2SO_4	Используется как аккумуляторная жидкость, производство удобрений и бумаги
	Хлороводородная (соляная) кислота	HCl	Используется для очистки металлов, в желудке как желудочный сок
	Азотная кислота	HNO_3	Для производства удобрений, взрывчатых веществ
	Ортофосфорная кислота	H_3PO_4	Для производства удобрений, в качестве консерванта в напитках



Продолжение

1	2	3	4
	Угольная кислота	H_2CO_3	Для производства газированных напитков
	Фтороводородная (плавиковая) кислота	HF	Для травления стекла



Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка. Кислоты классифицируются по различным признакам.

Кислоты изменяют окраску индикаторов и реагируют с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями.



1. Что называется *кислотой*? Приведите примеры.
 2. Разделите приведенные формулы кислот по основности:
 H_3PO_4 , H_2SO_4 , HI , $H_4P_2O_7$, HNO_2 , $HMnO_4$, H_2CO_3 , $HBrO_3$, H_3CrO_3 , H_2SO_3 .
 3. Составьте уравнения возможных взаимодействий соляной кислоты (HCl) со следующими веществами:
 - а) металлами: медь, магний, алюминий;
 - б) оксидами: натрия, кальция, меди (II);
 - в) гидроксидами: лития, алюминия, меди (II);
 - г) солями: хлоридом кальция, сульфидом натрия.
 4. Определите степень окисления элементов в следующих формулах кислот:
 H_3PO_4 , H_2SO_4 , HI , HNO_2 , $HMnO_4$.
 5. Подберите коэффициенты в уравнениях методом электронного баланса:
 - 1) $Na + HCl \rightarrow NaCl + H_2 \uparrow$
 - 2) $Ca + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2 \uparrow$
 - 3) $Al + HBr \rightarrow AlBr_3 + H_2 \uparrow$
- 1. К 10 г оксида магния добавили серной кислоты. Сколько граммов соли получилось?
Ответ: 30 г.
 - 2. Какой объем сероводорода (н.у.) можно получить из 880 г сульфида железа (II), действием азотной кислоты?
Ответ: 224 л.

Знаете ли вы?

Самой сильной из всех кислот является $HClO_4$ — хлорная кислота.

“Волшебное яйцо”.

В высокий химический стакан или широкий цилиндр наливают 5% -ный раствор соляной кислоты, или можно заменить ее уксусной кислотой. Затем в раствор опускают неочищенное куриное яйцо, которое вначале опускается на дно сосуда. Однако через некоторое время на поверх-



ности скорлупы появляются пузырьки углекислого газа (вследствие реакции карбоната кальция скорлупы с соляной кислотой) и увлекают яйцо вверх. На поверхности пузырьки газа лопаются, и яйцо вновь “ныряет на дно”. Процесс протекает до тех пор, пока не растворится скорлупа.

Примечание. Если яйцо окажется слишком тяжелым, то для увеличения плотности раствора в него следует добавить поваренную соль.

§ 9. СВОЙСТВА СОЛЕЙ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Сегодня на уроке:

- Изучим свойства солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Ключевые понятия

- соли
- средние соли
- кислые соли
- основные соли

Соли — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы кислотных остатков.

Вокруг нас множество разнообразных солей: поваренная соль — NaCl , горькая морская соль — $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, гипс — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, мрамор — CaCO_3 , медный купорос — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — все это соли.

В зависимости от количественных соотношений взятой кислоты и основания различают соли *средние, кислые, основные*.

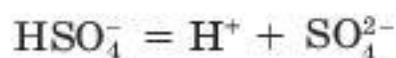
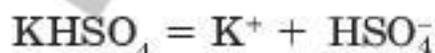
Средние соли состоят из атомов металлов и кислотных остатков.

Например, KCl — хлорид калия, MgSO_4 — сульфат магния. Такие соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка:



Кислые соли состоят из ионов металла, водорода, кислотного остатка.

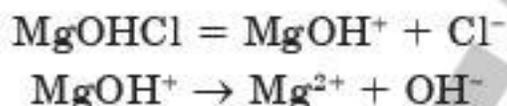
Например, KHSO_4 — гидросульфат калия, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат кальция. Такие соли диссоциируют на катионы металла, водорода и анионы кислотного остатка. Диссоциация происходит ступенчато:



По второй ступени диссоциация происходит очень мало, поэтому для таких солей показывают только первую степень диссоциации.



Основные соли состоят из катионов металла и анионов гидроксо- групп и кислотных остатков. Например, $MgOHCl$ — гидроксохлорид магния, $Al(OH)_2NO_3$ — дигидроксонитрат алюминия. Подавляющее число основных солей нерастворимы или малорастворимы в воде, диссоциация растворимых солей происходит на катионы металла и анионы гидроксогрупп и кислотного остатка:



Химические свойства солей представлены в таблице 9.

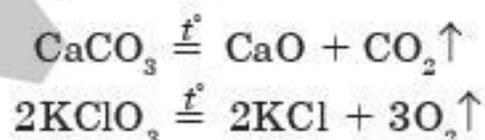
Таблица 9

Химические свойства солей

Химические свойства	Примеры реакций
1. Растворимые соли реагируют с щелочами	$MgSO_4 + 2NaOH = Mg(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$ $Mg^{2+} + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + SO_4^{2-}$ $Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow$
2. Соли реагируют с сильными кислотами, образуя газы или осадки	$Na_2S + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2S\uparrow$ $2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + H_2S\uparrow$ $2H^+ + S^{2-} = H_2S\uparrow$
3. Растворимые соли реагируют между собой	$CaCl_2 + K_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2KCl$ $Ca^{2+} + 2Cl^- + 2K^+ + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow + 2K^+ + 2Cl^-$ $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$
4. Растворимые соли реагируют с более активными металлами (исключение составляют металлы, реагирующие с водой при обычных условиях)	$Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu\downarrow$ $Fe^0 + Cu^{2+} + 2Cl^- = Fe^{2+} + 2Cl^- + Cu^0\downarrow$ $Fe^0 + Cu^{2+} = Fe^{2+} + Cu^0\downarrow$

Взаимодействие солей с металлами рассматривают применительно к вытеснительному ряду металлов. Металл, расположенный в этом ряду левее, вытесняет металлы, расположенные правее, из растворов солей.

Напомним, что многие соли могут разлагаться при нагревании или под действием электрического тока. Например:



Применение некоторых солей представлено в таблице 10.

Таблица 10

Применение солей

Название соли	Образующая кислота	Формула	Цвет и другие характеристики	Применение
Кристаллогидрат сульфата магния (горькая соль)	Серная кислота	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	Белые кристаллы или порошок	Используется в медицине для снижения давления и как слабительное средство
Кристаллогидрат сульфата меди (II) (медный купорос)	Серная кислота	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	Голубые кристаллы	В качестве микроудобрения, в борьбе с вредителями сельскохозяйственных культур
Хлорид аммония	Хлороводородная (соляная) кислота	NH_4Cl	Белый порошок малокристаллический	Как удобрение, в сухих аккумуляторах (батареях)
Хлорид натрия	Хлороводородная (соляная) кислота	$NaCl$	Белые кристаллы	В пище, медицине (физиологический раствор)
Нитрат калия	Азотная кислота	KNO_3	Белые кристаллы	Для производства пороха, удобрения
Карбонат кальция (мел, мрамор, известняк)	Угольная кислота	$CaCO_3$	Белые кристаллы	Как строительный материал, для производства цемента
Фосфат кальция	Ортофосфорная кислота	$Ca_3(PO_4)_2$	Белый порошок	Как удобрение

Генетическая связь классов неорганических веществ. Между всеми классами неорганических веществ существует генетическая связь, которую можно представить в схеме 2.

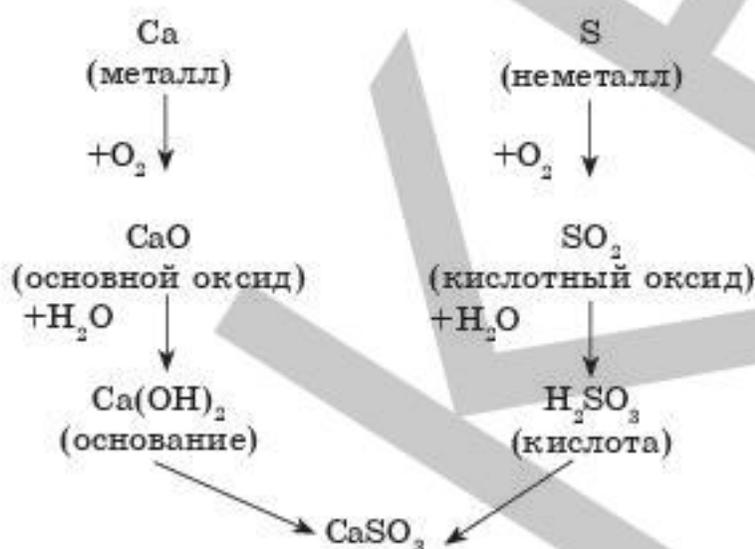


Михаил Ильич Усанович (1894—1981)

Доктор химических наук, профессор, академик АН КазССР, заслуженный деятель науки УзССР и КазССР. Научные труды относятся к области природы растворов. Выдающийся ученый с мировым именем, автор всемирно признанной теории кислот и оснований. Теория кислот и оснований, сформулированная на основе изучения природы водных и неводных растворов (включая расплавленные соли и металлы), вошла в мировую научную литературу под названием "Обобщенная теория кислот и оснований".



Схема 2



Соли — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы кислотных остатков.

Соли могут быть средними, кислыми и основными. Средние соли могут реагировать с кислотами, щелочами, металлами, солями.



1. Что такое соли и какие они бывают?
2. Из приведенного перечня формул выпишите формулы средних, кислых и основных солей, дайте их названия и запишите уравнения их диссоциации: KCl , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, Na_2SO_4 , MgOHBr , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KHCO_3 , Li_3PO_4 , AlOHCl_2 .
3. Определите степени окисления элементов в следующих формулах солей: MgCl_2 , BaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, KH_2PO_4 , Na_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, CaCl_2 , MgHPO_4 , MgOHBr , Al_2S_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Li_3PO_4 .
4. Закончите молекулярные уравнения возможных реакций, протекающих в растворах, и запишите соответствующие им ионные уравнения:
 - а) $\text{NaCl} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Zn} + \text{FeBr}_3 \rightarrow$
 - в) $\text{AlCl}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow$

- г) $\text{BaSO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 д) $\text{NaNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 е) $\text{Cr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
 ж) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

5. Получите хлорид железа (III) разными способами.
6. В трех пробирках находятся растворы хлоридов натрия, магния, меди (II). В каждую из пробирок поместили железную пластинку. Объясните, в каком случае произойдет химическое взаимодействие. Составьте уравнения соответствующих реакций.
- 7*. Осуществите следующие превращения:
 а) оксид \rightarrow основание \rightarrow соль \rightarrow кислота;
 б) основание \rightarrow соль₁ \rightarrow соль₂ \rightarrow кислота \rightarrow соль₃.
- 8*. Осуществите следующие превращения:
 а) $\text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
 б) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHSO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlPO}_4$
 в) $\text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$
- Составьте ионные уравнения для реакций обмена.
- 1. К раствору гидроксида натрия, содержащему 400 г растворенного вещества, прилили раствор хлорида меди (II). Определите массу выпавшего осадка.

Ответ: 490 г.

Знаете ли вы?

В природе есть много скоплений поваренной соли. Один из таких монолитов — огромная соляная гора под названием *Баскунчакский соляной купол*. Высота его более 5000 м, объем только подводной его части превышает 500 м³, масса содержащейся в нем соли составляет сотни миллиардов тонн (площадь его несколько более 100 м²).

§ 10. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Сегодня на уроке:

- Узнаем о понятии гидролиза и его значении.
- Научимся составлять уравнения гидролиза средних солей в молекулярном и ионном виде.

При диссоциации воды образуется ничтожно малое и при этом одинаковое количество ионов H^+ и ионов OH^- . Растворы, в которых концентрация ионов H^+ и OH^- одинакова, как в чистой воде, мы называем *нейтральными*, растворы, в которых преобладают ионы OH^- , — *щелочными*, а растворы, в которых преобладают ионы H^+ , — *кислотными*.

Соли могут образоваться в реакции нейтрализации, поэтому среда в растворах солей, казалось бы, должна быть нейтральной. Но если провести эксперимент и определить характер среды в растворах хлорида натрия, хлорида цинка и карбоната калия, то он окажется неодинаковый. В растворе хлорида натрия среда будет нейтральной, в хлориде цинка — кислой, в карбонате калия — щелочной.

Ключевые понятия

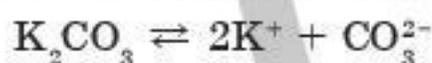
- гидролиз солей
- виды среды растворов солей
- pH среды

Почему это происходит? Оказывается, соли по-разному реагируют с водой.

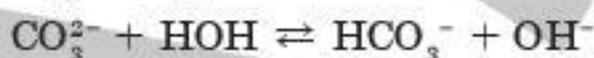
Реакции обмена между солями и водой относятся к реакциям гидролиза (от греческих слов: “гидро” — вода, “лизис” — разложение).

Нейтральными являются растворы солей, образованные сильным основанием и сильной кислотой, например NaCl , KNO_3 , BaCl_2 . Окраска фиолетового лакмуса в них не меняется.

Возьмем теперь раствор соли, образованный слабой кислотой и сильным основанием, например, раствор карбоната калия K_2CO_3 (соль образована слабой кислотой H_2CO_3 и сильным основанием KOH). Лакмус в нем окрашивается в синий, а фенолфталеин — в малиновый цвет: раствор оказывается щелочным, в нем присутствуют в избытке гидроксид-ионы. Откуда взялись они? K_2CO_3 — сильный электролит, он диссоциирует на катионы калия K^+ и ионы кислотного остатка угольной кислоты CO_3^{2-} :



Угольная кислота H_2CO_3 относится к слабым кислотам. Это значит, что ионы водорода в ее молекулах прочно связаны с кислотным остатком и с трудом от него отщепляются. В таком случае ионам CO_3^{2-} должно быть свойственно связывать ионы водорода. Они могут отнимать их от молекул воды:



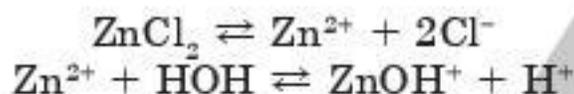
В результате этого процесса из молекул воды освобождаются гидроксид-ионы. Они и придают раствору карбоната калия щелочную среду.

Гидролиз солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, заключается в присоединении ионами кислотного остатка ионов водорода от молекул воды с освобождением из них гидроксид-ионов.

Возьмем теперь раствор соли, образованный сильной кислотой и слабым основанием, например хлорид цинка ZnCl_2 (соль образована сильной кислотой HCl и слабым основанием $\text{Zn}(\text{OH})_2$). Лакмус в растворе хлорида цинка окрашивается в красный цвет, метиловый оранжевый — в розовый цвет; раствор оказывается кислым, в нем содержатся в избытке ионы водорода. Откуда взялись они? Соль диссоциирует на ионы цинка Zn^{2+} и хлора Cl^- . Гидроксид цинка относится к слабым основаниям: он практически не растворим в воде. Это значит, что гидроксид-ионы прочно удерживаются ионами цинка и с трудом от них отщепляются. Но в таком случае свободным

ионам цинка должно быть свойственно присоединять гидроксид-ионы, отнимая их даже от молекул воды.

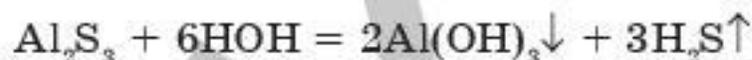
Уравнение реакции гидролиза будет выглядеть так:



При таком взаимодействии из молекул воды освобождаются ионы водорода, они и обеспечивают кислую среду раствора.

Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, заключается в присоединении ионами металла гидроксид-ионов от молекул воды с освобождением из них ионов водорода.

Проведем еще один эксперимент, полученный предварительно, сульфид алюминия Al_2S_3 поместим в воду. Мы заметим, что на наших глазах происходит удивительное превращение — соль разлагается водой полностью! Под действием воды она разложилась на белый нерастворимый осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$ и выделился газ с запахом тухлых яиц — H_2S . Что же произошло в данной реакции соли с водой? Напишем уравнение реакции полного гидролиза сульфида алюминия:



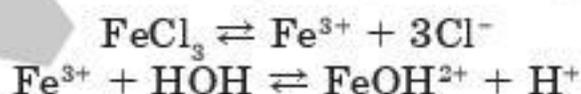
Такие соли обозначены в таблице растворимости кислот, оснований, солей специальным значком \square , обозначающим, что такая соль в воде не существует, так как разлагается водой.

Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, заключается в полном необратимом разложении такой соли водой.

Таким образом, гидролизу подвергаются лишь соли, растворимые в воде. При этом, как правило:

1) результатом гидролиза является образование более слабого электролита, чем исходные вещества; 2) с каждым ионом металла или ионом кислотного остатка реагирует одна молекула воды; 3) реакции гидролиза обратимы, кроме примера с несуществующими солями.

Руководствуясь этим, покажем, как можно предугадать реакцию гидролиза раствора хлорида железа (III) FeCl_3 , и составим ее уравнение гидролиза. Соль образована слабым основанием $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и сильной кислотой HCl . Следовательно, в реакции должны участвовать только ионы железа Fe^{3+} . В результате реакции гидроксид-ион отщепляется от молекул воды и присоединяется к иону железа. Получается ион FeOH^{2+} . Схема реакции выглядит так:



Следовательно, среда в растворе хлорида железа (III) будет кислая.



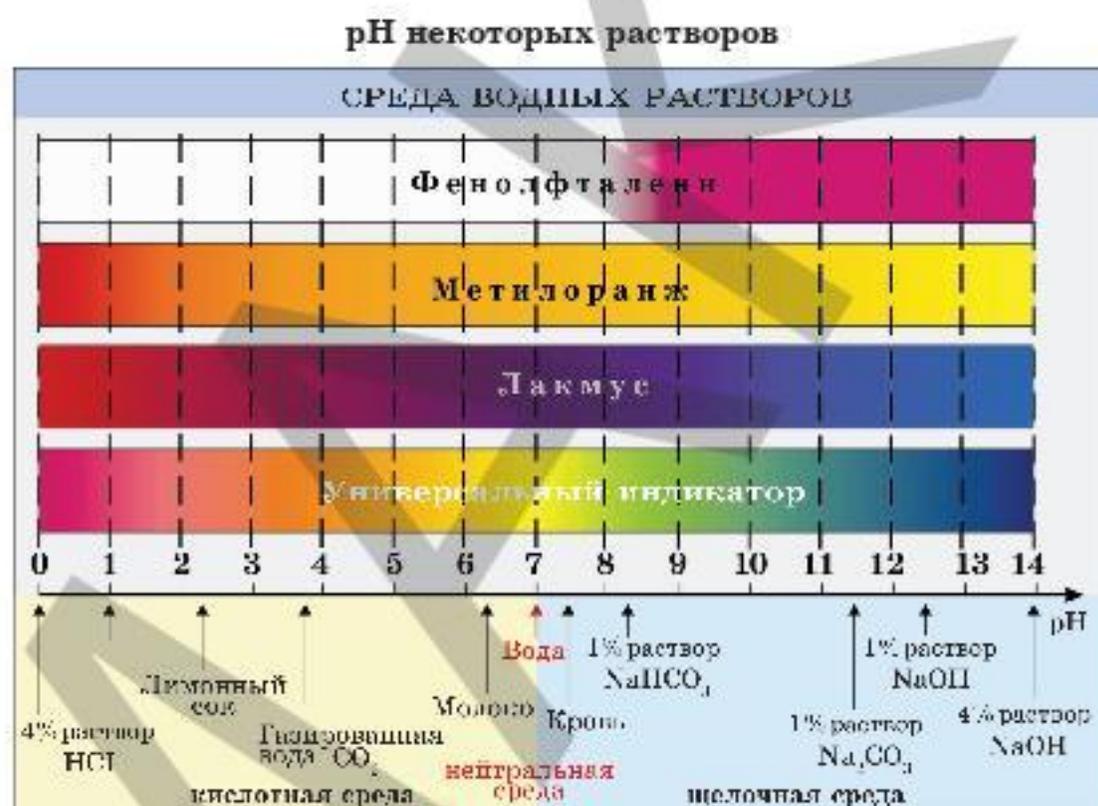
Очень часто для определения характера водных растворов применяют особый показатель среды — рН раствора (от латинского “потенц” — *показатель*). Не вдаваясь в сложность его расчета, поясним, что рН может изменять свое значение от 0 до 14. В соответствии со значением его среда подразделяется на: кислую — $\text{pH} < 7$; нейтральную — $\text{pH} = 7$; щелочную — $\text{pH} > 7$ (табл. 11).

Таблица 11

Индикаторы	Нейтральная среда	Кислая среда	Щелочная среда
Универсальный индикатор	$\text{pH} = 7$	$\text{pH} < 7$	$\text{pH} > 7$
Лакмус	фиолетовый	красный	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метилоранж	оранжевый	розовый	желтый

Гидролиз солей играет очень важную роль в нашей жизни. Благодаря ему мыло смывает грязь, с этой целью мы применяем в быту и соду Na_2CO_3 (схема 3).

Схема 3

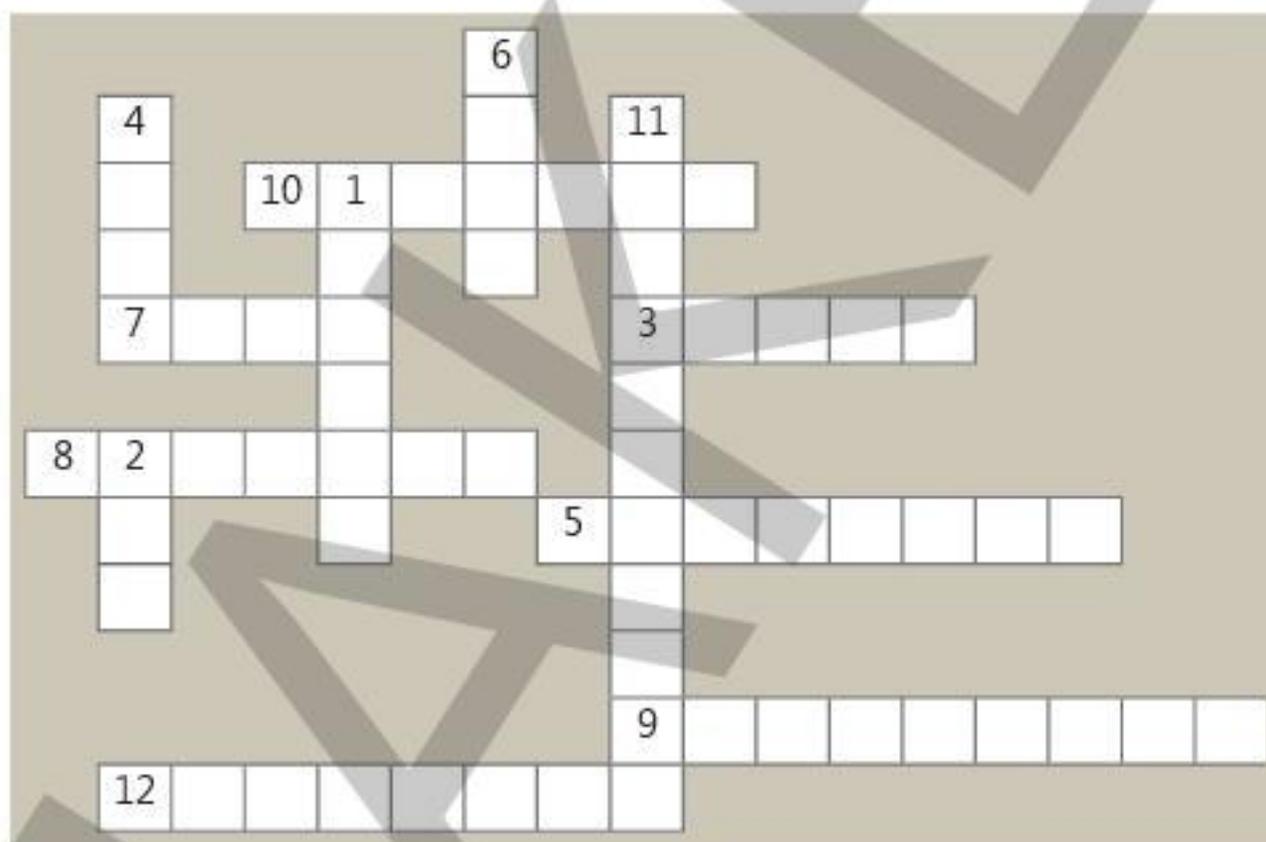


Реакции обмена между солями и водой относятся к реакции гидролиза. Гидролизу подвергаются лишь соли, растворимые в воде: с каждым ионом металла или ионом кислотного остатка реагирует одна молекула воды; результатом гидролиза является образование более слабого электролита, чем исходные вещества. Реакции гидролиза обратимы.

Для определения характера водных растворов применяют особый показатель среды — рН раствора.



1. Дайте определение гидролиза солей.
2. В каком случае происходит гидролиз солей? Приведите примеры.
3. Определите, какие из предложенных солей подвергаются гидролизу: 1) NaBr; 2) FeSO₄; 3) Na₂S; 4) AlCl₃.
4. Какую окраску приобретет лакмус в растворе нитрата меди (II)? Напишите ионное уравнение гидролиза.
5. Какую окраску приобретет фенолфталеин в растворе сульфита калия? Напишите ионное уравнение гидролиза.
- 6*. Определите, какая среда в следующих растворах, если значение рН в них следующее: 1) желудочный сок — рН=1; 2) слезы — рН=7; 3) раствор соды — рН=10; 4) раствор мыла — рН=11; 5) дистиллированная вода — рН=7.
- 7*. Разгадайте кроссворд.



1. Положительно заряженный ион.
2. Заряженная частица.
3. В какой цвет окрашивается лакмус в щелочной среде?
4. Дипольную молекулу имеет вещество...
5. Реакции обмена между солями и водой.
6. Положительный электрод.
7. Вещество, которое относится к неэлектролиту.
8. Электролит, который при диссоциации образует катионы водорода и анионы кислотного остатка.
9. Вещество, которое изменяет цвет в зависимости от среды раствора.
10. Название иона H₃O⁺.
11. Процесс распада электролита на ионы.
12. Какая среда образуется при растворении в воде сульфида калия?



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

Определение pH растворов кислот, щелочей

Реактивы: штатив с пробирками, пробка, стеклянная палочка, штатив с кольцом, фильтровальная бумага, ножницы, химическая воронка, стаканы, фарфоровая ступка с пестиком, мелкая терка, чистый песок.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: универсальная индикаторная бумага, испытуемый раствор, кипяченая вода, плоды, ягоды и другой растительный материал, раствор гидроксида натрия, гидроксида кальция, соляной кислоты и серной кислоты.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Задание 1. Определите pH раствора при помощи универсального индикатора.

Ход работы. Выполните опыт из задания 1. Результаты оформите в виде таблицы.

Вещество	pH исследуемого раствора при использовании универсального индикатора	Среда раствора
NaOH		
Ca(OH) ₂		
HCl		
H ₂ SO ₄		

Сделайте вывод. Если раствор имеет pH = 7, среда нейтральная, при pH < 7 среда кислотная, при pH > 7 среда щелочная.

Задание 2. Определите pH некоторых растворов и соков при помощи универсального индикатора.

Ход работы. Определите pH в растворах некоторых пищевых продуктов. Выполните задание по алгоритму, результаты занесите в таблицу.

Исследуемые вещества и соки	pH	Исследуемые вещества и соки	pH
Мандарин		Молоко	
Шампунь		Чай	
“Фейри”		Кофе	
Картофель		Столовый уксус	
Капуста свежая		Раствор питьевой соды	
Вишня		Свекла свежая	

Сделайте вывод.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2**Гидролиз солей**

Реактивы: растворы солей: KCl , Na_2CO_3 , $AlCl_3$, Na_2S , $NaNO_3$, универсальный индикатор.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки, штативы для пробирок.

Ход работы

Опыт 1. В пять пробирок налейте по 3—4 мл раствора каждой соли.

При помощи универсального индикатора определите рН в каждом растворе.

Запишите результаты в следующую таблицу:

Формула соли	Тип основания (сильное, слабое)	Тип кислоты (сильная, слабая)	Возможен ли гидролиз?	рН	Уравнение гидролиза
KCl					
Na_2CO_3					
$AlCl_3$					
Na_2S					
$NaNO_3$					

Сделайте общий вывод.

Опыт 2. В отдельной пробирке смешайте растворы следующих солей: $AlCl_3$ и Na_2S . Что наблюдается при этом? Объясните результаты эксперимента. Напишите уравнения реакций.

Сделайте вывод.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №1**Реакции обмена между растворами электролитов**

Реактивы: растворы хлорида железа (III), гидроксида натрия, карбоната натрия, соляной кислоты, раствор фенолфталеина.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки, штативы для пробирок.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

Опыт 1. К 2—3 мл раствора хлорида железа (III) прилейте такой же объем раствора едкого натра. Что наблюдаете? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции.



Опыт 2. К 1—2 мл раствора карбоната натрия (соды) прилейте такой же объем раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции.

Опыт 3. В пробирку с 1—2 мл едкого натра прилейте несколько капель фенолфталеина. Какая появилась окраска и почему? Затем приливайте небольшими порциями, перемешивая, раствор серной кислоты до обесцвечивания. Почему раствор обесцветился? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции.

Задача 4. Пользуясь имеющимися на столе реактивами, получите:

1) сульфат бария; 2) карбонат кальция; 3) гидроксид меди (II).



КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

§ 11. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ

Сегодня на уроке:

- Научимся применять реакции окрашивания цвета пламени для определения некоторых катионов металлов, а также реакцию взаимодействия со щелочами для определения некоторых катионов.

Ключевые понятия

- качественная реакция
- цвет пламени
- образование осадков
- изменение цвета

Химия — это экспериментальная наука. Одной из ее практических задач является *химический анализ*. Этот раздел химии носит особое название — *аналитическая химия*. Что изучает аналитическая химия? *Аналитическая химия* — наука, которая изучает методы определения качественного и количественного состава веществ и их смесей. Цель аналитической химии — установление качественного и количественного состава вещества или смеси веществ. В соответствии с этим аналитическая химия делится на *качественный* и *количественный анализ*.

Качественный анализ позволяет определить, из каких элементов, веществ состоит исследуемый образец (например, при проведении анализа воды, крови и т. п.). *Количественный анализ* позволяет определить точное содержание этих элементов и веществ в исследуемых образцах (например, при анализе крови на содержание гемоглобина, сахара и т. п.). Мы начнем изучать аналитическую химию с качественного анализа. Очень важным аспектом для данного метода являются качественные реакции.

Качественные реакции — это реакции, происходящие между анализируемым веществом и реагентом. *Реагент* — вещество известного состава, используемое для обнаружения ионов в составе анализируемого вещества. К химическим реакциям в качественном анализе предъявляют следующие требования.

Качественные реакции — это реакции, происходящие между анализируемым веществом и реагентом. *Реагент* — вещество известного состава, используемое для обнаружения ионов в составе анализируемого вещества. К химическим реакциям в качественном анализе предъявляют следующие требования.

1. Реакция должна протекать практически мгновенно.
2. Реакция должна быть необратимой.
3. Реакция должна сопровождаться внешним эффектом (рис. 16):
 - а) изменением окраски раствора;
 - б) образованием или растворением осадка;
 - в) выделением газообразных веществ;

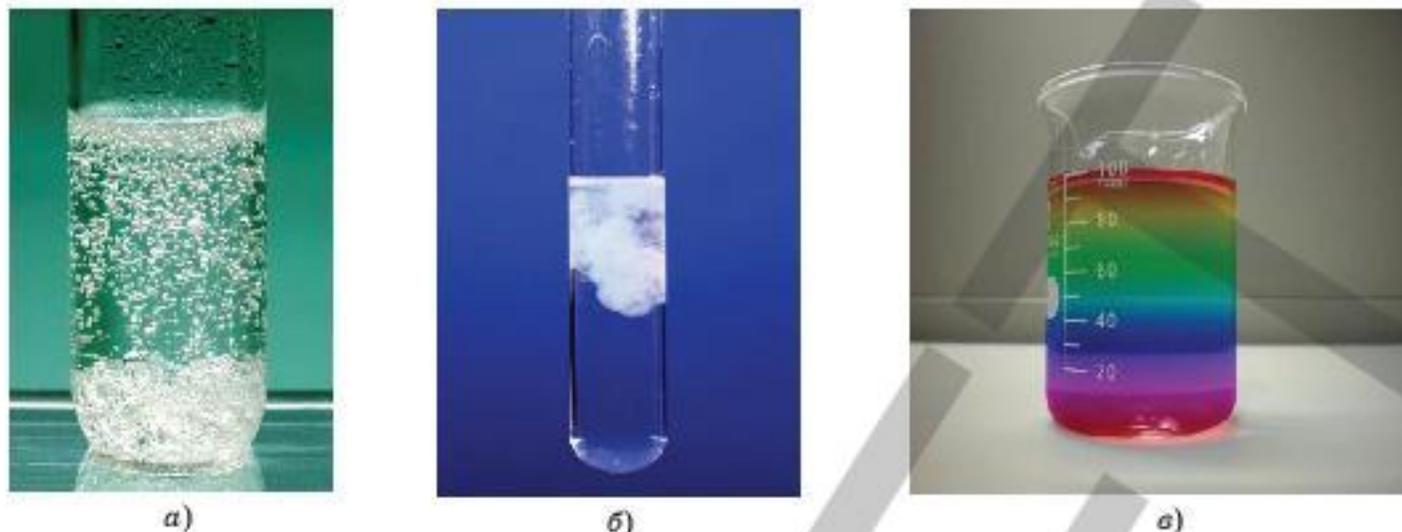


Рис. 16. а) выпадение осадка; б) выделение газа; в) изменение цвета

г) окрашиванием пламени и др.

В настоящее время трудно назвать отрасль промышленности, где не использовался бы в той или иной мере химический анализ. Он используется в технике, промышленности, сельском хозяйстве, медицине, биологии, криминалистике и др.

В качественном анализе различают качественные реакции, происходящие с катионами и анионами.

Качественные реакции на катионы

1. Окраска пламени. Для катионов элементов IA и IIA (и некоторых других) групп нет такой качественной реакции, чтобы получился осадок или выделился газ. Это затрудняло их качественное определение, но затем был найден способ их обнаружения. Чтобы доказать присутствие в исследуемом образце ионов натрия, калия и др., на стальной проволоке образец вещества вносят в пламя горелки.

Изменение цвета пламени доказывает присутствие ионов натрия, лития и т. д. (рис. 17).



Рис. 17. Окраска пламени катионами металлов



Рис. 18. Осадки:

а) гидроксид марганца (II); б) йодид свинца (II); в) сульфат бария; г) хлорид серебра

2. Образование осадков. Многие катионы металлов могут образовывать осадки. Некоторые катионы металлов главных и побочных подгрупп образуют осадки разного цвета. Например, катионы свинца (II) образуют с анионами йода необычный осадок желтого цвета, а осадок сульфата бария — белого цвета, гидроксида хрома (III) — зеленого цвета, гидроксида марганца (II) — розового цвета. Конечно, такие осадки легко обнаружить визуально (рис. 18).

Такой способ анализа подходит для одновременного обнаружения катионов меди (II), железа (II), железа (III). Допустим, в трех пробирках находятся растворы сульфатов этих металлов. Для качественного обнаружения в каждую из пробирок добавим раствор гидроксида натрия. Что же будет заметно? Во всех пробирках выпадут осадки, но цвета их будут различаться:

- гидроксид меди (II) — голубого цвета (рис. 19, а);
- гидроксид железа (II) — зеленого цвета (рис. 19, б);
- гидроксид железа (III) — бурого цвета (рис. 19, в).

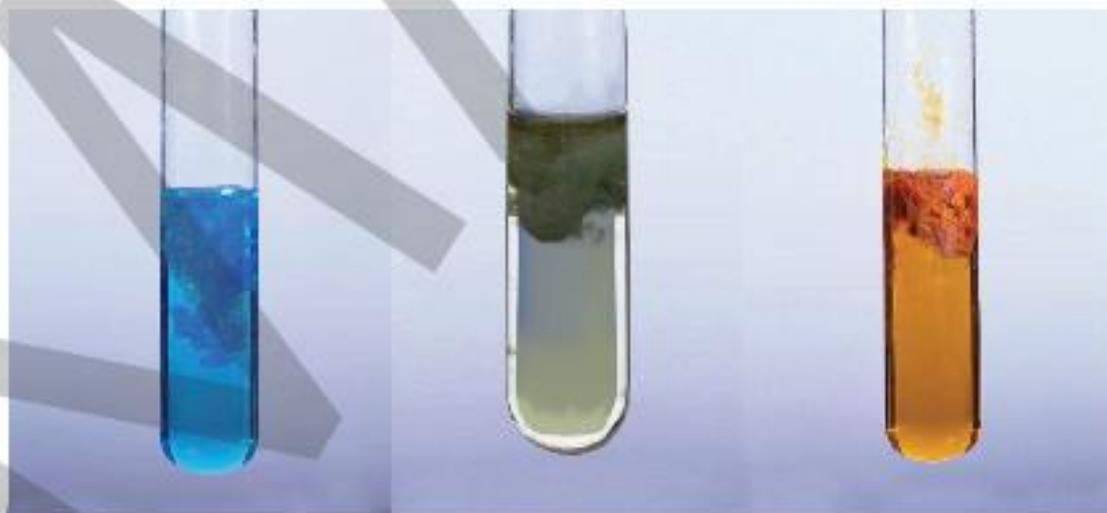
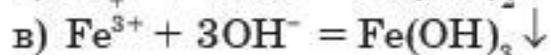
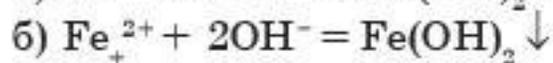
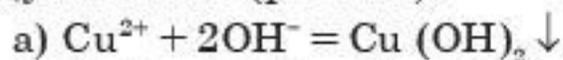


Рис. 19. Гидроксиды: а) меди (II); б) железа (II); в) железа (III)



Следовательно, различить данные катионы будет возможно. Все данные реакции будут реакциями обмена, а сокращенные ионные уравнения будут такими (рис. 21):



Более полная информация о качественных реакциях катионов содержится в таблице 12.

3. Изменение цвета. Такой способ обнаружения подходит для катионов железа (III). Если взять хлорид железа (III) и роданид (тиоционат) калия (KCNS), то происходит изменение окраски на кроваво-красную, а в ходе реакции образуется вещество — роданид (тиоционат) железа (III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ (рис. 20).



Рис. 20.
Качественная реакция на катионы железа (III)



Качественные реакции на катионы металлов позволяют определять их в качественном анализе. Такие реакции могут происходить при изменении цвета пламени, образовании осадков и изменении окраски.



1. Что изучает аналитическая химия?
2. В каком случае необходимо качественное определение веществ? Приведите примеры.
3. Определите, каким способом можно различить следующие вещества:
 - а) 1) NaCl ; 2) CaCl_2 ; 3) KCl ; 4) LiCl .
 - б) 1) CuCl_2 ; 2) FeCl_2 ; 3) FeCl_3 ; 4) KCl .
4. Заполните таблицу:

Катион	Цвет пламени
Li^+	
	Желтый
Cu^{2+}	
	Кирпично-красный
K^+	
	Желто-зеленый

5. Где можно применять цвета пламени разными катионами?
6. Неизвестное сложное вещество X, растворимое в воде, при обработке другим сложным веществом Y дает осадок зеленого цвета Z. Предположите, какими могут быть вещества X, Y, Z. Напишите возможное уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

7. В химии есть необычные реакции. У этих реакций есть особые названия:
- получение "золота";
 - получение "крови";
 - получение "молока".
- Предположите, какие реакции обмена происходят при этом. Напишите уравнения этих реакций в молекулярном и ионном виде.

Знаете ли вы?

Реакция получения "искусственной крови" применяется иногда в фильмах. Актеров "режут", "колят", при этом льется "кровь". На самом деле умело применяется эта необычная реакция! Конечно, на съемках актеры не умирают!

§12. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

Сегодня на уроке:

- Узнаем реакции обнаружения галогенид-ионов и других некоторых анионов.

Ключевые понятия

- качественная реакция
- групповой реагент
- реактив на определяемый ион
- цвет осадков
- газообразование

Помимо качественного определения катионов существуют качественные реакции на обнаружение анионов.

В аналитической химии есть особый способ обнаружения ионов с помощью *группового реагента*. Один из таких групповых реагентов вам уже знаком из предыдущего параграфа, когда описывался способ обнаружения ионов меди и железа. В этом случае групповым реагентом являлся гидроксид-ион.

Для обнаружения некоторых анионов применяют тоже ряд групповых реагентов.

1. Групповой реагент — *катион серебра* Ag^+ . Если взять три пробирки с растворами хлорида, бромиды, йодида натрия и в каж-

дую из них добавить несколько капель нитрата серебра, то можно будет заметить образование осадков разного цвета:

- хлорид серебра AgCl — белого цвета (как свернувшееся молоко);
- бромид серебра AgBr — желтоватого цвета;
- йодид серебра AgI — желтого цвета (рис. 21).

Ионы серебра позволяют обнаружить еще один анион — ортофосфат PO_4^{3-} . В этом случае образуется желтый кристаллический осадок.

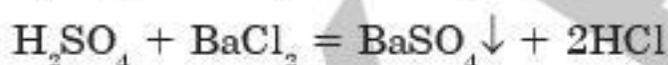
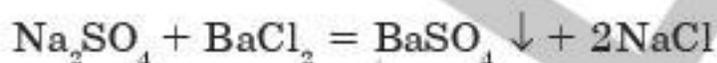
2. Об обнаружении сульфат-аниона мы уже говорили раньше. Если взять две пробирки с растворами сульфата натрия (калия и т. д.), серной кислоты и в каждую из них добавить раствор соли бария, то в ходе этой реакции выпадает осадок белого цвета. Уравнения реакций:



Рис. 21. Качественное определение галогенид-ионов

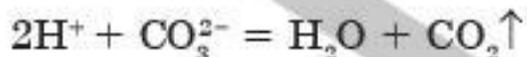


Рис. 22. Реакция между содой и уксусом



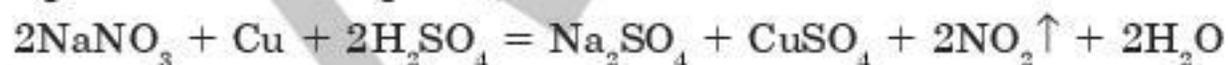
3. Групповой реагент — катион водорода H^+ . С помощью такого катиона можно распознать анионы некоторых слабых кислот, например, карбонат-анион CO_3^{2-} . Если взять, например, пищевую соду и уксус, то происходит реакция бурного газообразования, данным газом является CO_2 (рис. 22).

В этой реакции сокращенное ионное уравнение будет таким:



4. Но не всегда возможно применить групповой реагент для обнаружения того или иного иона. К примеру, таким анионом является нитрат — анион NO_3^- . Как же тогда определить этот анион? Для доказательства нитратов используют реакцию между нитратом натрия и медью и концентрированной серной кислотой. Что же произойдет? В ходе реакции образуется голубой раствор сульфата меди (II) CuSO_4 и бурый газ NO_2 — диоксид азота (рис. 23).

Уравнение такой реакции:



Важнейшие качественные реакции на катионы и анионы приведены в таблице 12.



Рис. 23. Качественная реакция на нитрат-анион

Таблица 12

Качественные реакции на катионы и анионы

Определяемый ион	Реактив, используемый для определения	Результаты качественной реакции
H^+	Индикаторы	Изменение окраски
Ag^+	Cl^-	Белый осадок
Cu^{2+}	OH^-	Голубой осадок
Fe^{2+}	OH^-	Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет
Fe^{3+}	OH^-	Бурый осадок
Zn^{2+}	OH^-	Белый студенистый осадок, в избытке щелочи растворяется
Al^{3+}	OH^-	Белый студенистый осадок, в избытке щелочи растворяется
NH_4^+	OH^-	Запах аммиака
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок
Na^+	—	Окрашивание пламени в желтый цвет
K^+	—	Окрашивание пламени в фиолетовый цвет (через кобальтовое стекло)
Cl^-	Ag^+	Белый осадок
Br^-	Ag^+	Желтоватый осадок
I^-	Ag^+	Желтый осадок
SO_3^{2-}	H^+	Выделение сернистого газа с резким запахом жженных спичек
CO_3^{2-}	H^+	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
NO_3^-	Cu и H_2SO_4 (конц.)	Выделение бурого газа и образование голубого раствора
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Желтый осадок
OH^-	Индикаторы	Изменение окраски



Качественные реакции на катионы и анионы позволяют определить качественный состав конкретного химического соединения.



1. Какие групповые реагенты используются для обнаружения анионов?
2. С помощью какого реактива можно различить хлорид натрия и фосфат натрия?
3. Предложите схему анализа соли — сульфата меди (II). Напишите уравнения необходимых реакций в молекулярном и ионном виде.
4. Определите неизвестные вещества, если известна следующая информация:

Растворы	X	Y	Z
BaCl_2	Белый осадок	—	Белый осадок
HCl	—	—	Газ
NaOH	—	Голубой осадок	—
Цвет пламени	Желтый	Зеленый	Фиолетовый

Напишите уравнения необходимых реакций в молекулярном и ионном виде.

5. В четырех пронумерованных пробирках находятся следующие растворы: хлорида бария, гидроксида калия, азотной кислоты, карбоната натрия. Предложите схему анализа без использования других реактивов. Напишите уравнения необходимых реакций в молекулярном и ионном виде.
 - 6*. Учащийся провел эксперимент. В пробирки с неизвестными веществами № 1, 2, 3 и 4 добавил гидроксид натрия. В результате в первой пробирке образовался осадок голубого цвета; во второй — белый студенистый осадок, растворимый в избытке гидроксида натрия; в третьей — бурый осадок; в четвертой — осадок не образовался. Назовите, соли каких металлов находились в пробирках под номерами 1, 2, 3 и 4.
- 1. В раствор сульфата меди (II), содержащий 16 г соли, добавили раствор гидроксида натрия. Определите массу выпадающего осадка.

Ответ: 9,8 г.

- 2. Раствор содержит по 0,5 моль карбоната натрия и калия. На раствор подействовали азотной кислотой. Определите объем выделяющегося при этом газа (н.у.).

Ответ: 22,4 л.

§ 13. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ, ЕСЛИ ОДНО ИЗ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ ВЗЯТО В ИЗБЫТКЕ

При решении таких задач сначала следует определить, какое из исходных веществ прореагировало полностью, а какое взято в избытке. Расчет в этом случае ведется по тому веществу, которое взято в недостатке.

Задача. В раствор, содержащий 16 г гидроксида натрия, добавили 48 г сульфата

Сегодня на уроке:

- Научимся производить расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.

Ключевые понятия

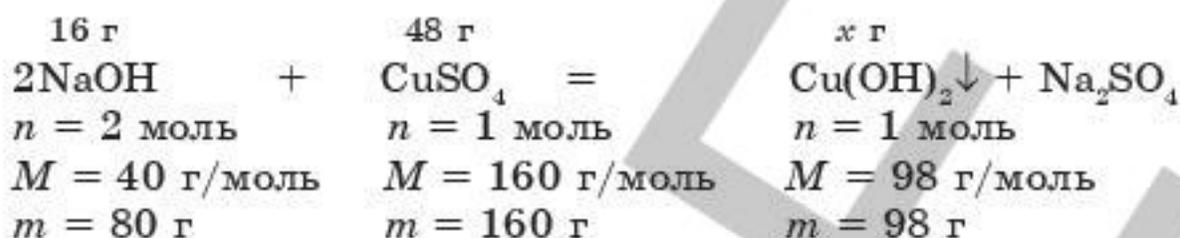
- избыток вещества
- недостаток вещества

меди (II). Какая масса осадка выпадет при этом взаимодействии?

Решение.

1-й способ. Решение через составление пропорции.

1. Напишем уравнение реакции и проставим данные задачи сверху над формулами веществ, затем оформим записи под формулами веществ:



2. Определим, какое вещество в избытке:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{16 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}; \quad n(\text{CuSO}_4) = \frac{48 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль};$$

$$\frac{16 \text{ г}}{80 \text{ г}} < \frac{48 \text{ г}}{160 \text{ г}}.$$

В недостатке NaOH, а CuSO₄ в избытке. Расчет ведем по недостатку.

3. Составим и решим пропорцию: $\frac{16 \text{ г}}{80 \text{ г}} = \frac{x \text{ г}}{98 \text{ г}}$.
Отсюда $x = 19,6$ г.

Ответ: 19,6 г.

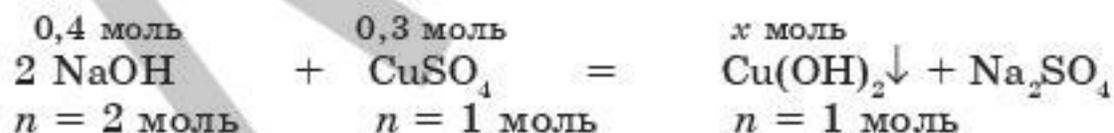
2-й способ. Решение через количество вещества.

1. Определим количество вещества исходных веществ:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{16 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль};$$

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{48 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль}.$$

2. Составим уравнение реакции и проставим найденные количества вещества исходных веществ:



Определим, какое вещество взято в избытке. Из уравнения следует, что на 0,4 моль гидроксида натрия (NaOH) потребуется 0,2 моль сульфата меди (CuSO₄). Но количество моль сульфата меди 0,3 моль, поэтому оно взято в избытке (0,3 - 0,2 = 0,1 моль избытка). Расчет осадка следует вести по гидроксиду натрия.

3. Расчет массы осадка.

Так как NaOH в недостатке, то по нему находим количество вещества осадка — 0,2 моль и массу осадка:

$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = M \cdot n = 98 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 19,6 \text{ г.}$$

Ответ: 19,6 г осадка.

•1. Раствор, содержащий 34 г нитрата серебра, смешали с раствором, содержащим 34 г хлорида натрия. Найдите массу полученного осадка.

Ответ: 28,7 г.

•2. Через раствор, содержащий 2 г гидроксида натрия, пропустили 0,88 г углекислого газа. Найдите массу карбоната натрия.

Ответ: 2,12 г.

•3. Определите массу хлорида железа (III), полученную при взаимодействии 22,5 г железа и 15,68 л хлора (н.у.).

Ответ: 65 г.

•4. Железо массой 14 г сплавляли с 4,8 г серы. Определите массу сульфида железа (II).

Ответ: 13,2 г.

•5. В стальном баллоне (н.у.) находится по 5,6 л водорода и кислорода. Смесь подожгли. Какая масса воды образовалась в результате реакции?

Ответ: 4,5 г.

•6. 3,36 л (н.у.) углекислого газа вступили в реакцию с 8 г оксида магния. Какая масса карбоната магния образовалась?

Ответ: 12,6 г.

•7. Смешали растворы, содержащие 22 г хлорида кальция и 15 г фосфорной кислоты. Найдите массу выпавшего осадка.

Ответ: 20,7 г

•8. Сколько граммов средней соли получится при взаимодействии 10 г гидроксида натрия и 19,6 г серной кислоты?

Ответ: 17,75 г.

•9. К раствору, содержащему 5,4 г хлорида меди (II), прилили раствор, содержащий 1,02 г сероводородной кислоты. Найдите массу полученного осадка. Какое вещество и в каком количестве останется в избытке?

Ответ: 2,88 г осадка и 1,35 г CuCl_2 в избытке.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3**Определение катионов Li^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Cu^{2+} по окрашиванию пламени**

Реактивы: кристаллы LiCl , NaCl , KCl , CaCl_2 , SrCl_2 , BaCl_2 , CuCl_2 .

Химическая посуда и лабораторное оборудование: нихромовая проволока, спиртовка.

Ход работы

Нагрейте в пламени петельку из проволоки нихрома, чтобы путем нагрева очистить ее от примесей. Затем прикрепите кристаллы LiCl , NaCl , KCl , CaCl_2 , SrCl_2 , BaCl_2 , CuCl_2 к петельке и удерживайте их в горячей, бесцветной зоне пламени спиртовки. Контролируйте изменение цвета пламени под влиянием кристаллов соли. Заполните следующую таблицу в соответствии с полученными наблюдениями:

Ионы металлов	Цвет пламени	Ионы металлов	Цвет пламени
K^+		Ba^{2+}	
Li^+		Sr^{2+}	
Na^+		Cu^{2+}	
Ca^{2+}			

Изменение цвета пламени доказывает присутствие катионов в кристаллах.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4**Качественные реакции на катионы Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} взаимодействием со щелочами**

Реактивы: растворы хлоридов или сульфатов железа (II), железа (III) и меди (II), гидроксида натрия.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки и штатив для пробирок.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

Опыт. В три пробирки налейте по 1—2 мл растворов хлоридов или сульфатов железа (II), железа (III) и меди (II) соответственно. Обратите внимание на цвет каждого раствора. В каждую из пробирок добавьте по несколько капель раствора щелочи. Что наблюдаете? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде. Какой ион является групповым реагентом для обнаружения данных катионов?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

Определение анионов Cl^- , Br^- , I^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^- , SiO_3^{2-} в водных растворах

Реактивы: растворы азотной кислоты (HNO_3), хлорида калия, бромида калия, йодида калия, ортофосфата калия, нитрата серебра, сульфата натрия, хлорида бария, карбоната калия, соляной кислоты, известковой воды $\text{Ca}(\text{OH})_2$, силиката натрия, кристаллы нитрата натрия, конц. H_2SO_4 .

Химическая посуда и лабораторное оборудование: кусочек медной проволоки, пробирки и штативы для пробирок, газоотводная трубка.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

Опыт 1. Определение анионов Cl^- , Br^- , I^- , PO_4^{3-} . В четыре пробирки налейте по 2—3 мл растворов хлорида калия, бромида калия, йодида калия, ортофосфата калия (можно солей натрия). В каждую из пробирок добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра. Чтобы цвета были лучше заметны, приложите пробирки к белому листу бумаги. Что наблюдаете? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Какой ион является групповым реагентом для обнаружения данных анионов?

Опыт 2. Определение анионов SO_4^{2-} . Налейте в пробирку 1—2 мл раствора сульфата натрия и добавьте в пробирку несколько капель раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

Опыт 3. Определение анионов CO_3^{2-} . В пробирку с карбонатом натрия или калия прилейте несколько капель соляной или азотной кислоты. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки вставьте в раствор известковой воды $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Что наблюдаете? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

Опыт 4. Определение анионов NO_3^- . Этот опыт необходимо проводить в вытяжном шкафу! В пробирку поместите немного нитрата натрия и кусочек медной проволоки. К содержимому в пробирке добавьте (осторожно!) несколько капель раствора концентрированной серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. Определение анионов SiO_3^{2-} . В пробирку налейте 1—2 мл силиката натрия и добавьте несколько капель соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №2**Качественный анализ состава неорганического соединения**

Реактивы: кристаллы сульфата железа (II), хлорида кальция, карбоната натрия, сульфата натрия, хлорида натрия.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки и штативы для пробирок.

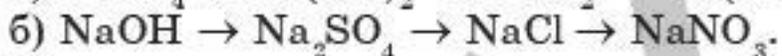
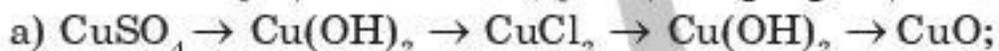
Ход работы

Опыт 1. Подтвердите качественный состав: а) сульфата железа (II); б) хлорида кальция; в) карбоната натрия.

Предложите схему анализа, проведите эксперимент, напишите уравнения реакций.

Опыт 2. В трех пронумерованных пробирках находятся твердые вещества: хлорид, карбонат, сульфат натрия. Докажите опытным путем содержимое каждой пробирки. Напишите уравнения проведенных реакций.

Опыт 3. Осуществите следующие превращения:



Напишите молекулярные и ионные уравнения проведенных реакций.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Глава III



§14. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Вы знаете, что химия изучает не только свойства и строение веществ, но и процессы превращения веществ друг в друга — химические реакции. На практике вы встречались с реакциями, которые протекают медленно, месяцами, как, например, коррозия железа. Многие реакции в растворах (между основаниями и кислотами, между солями) заканчиваются очень быстро, а некоторые реакции происходят мгновенно, например, взрывы. Следовательно, различные химические реакции происходят с самыми разными скоростями. Раздел химии, изучающий скорости химических реакций, называют *химической кинетикой*. Основным понятием в химической кинетике является понятие *о скорости реакции*. Для количественной характеристики скорости реакции используют изменение количества вещества или концентрации либо реагента, либо продукта химической реакции.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагента или продукта химической реакции во времени. Пусть для реакции $A + B = D + F$ концентрация вещества А в момент времени t_1 равна c_1 , в момент времени t_2 равна c_2 . Тогда математическое выражение для средней скорости V следующее:

$$v = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta c}{\Delta t}.$$

Знак “минус” ставят по следующей причине. По мере протекания реакции ($t_2 - t_1 > 0$) концентрация вещества А убывает, следовательно, $\Delta c = (c_2 - c_1) < 0$

Сегодня на уроке:

- Поймем сущность скорости химической реакции.

Ключевые понятия

- скорость химических реакций
- гомогенная химическая реакция
- гетерогенная химическая реакция

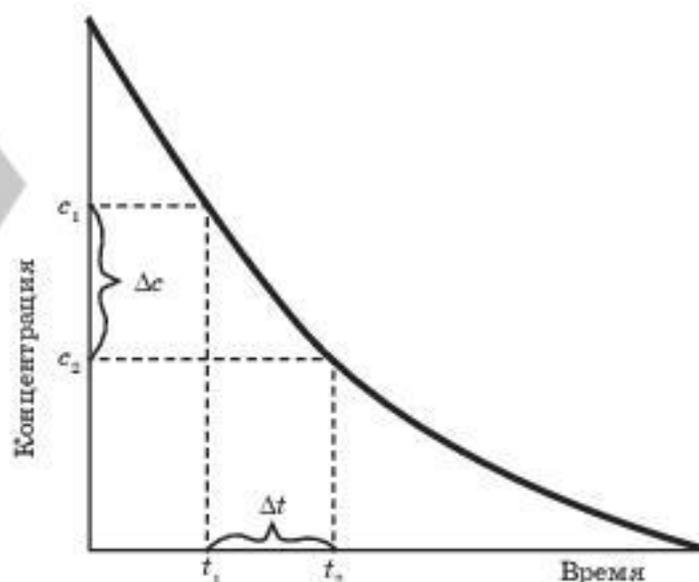


Рис. 24. Изменение концентрации реагента

будет иметь отрицательное значение, а скорость реакции всегда положительна, то перед дробью следует ставить знак “минус”. Скорость реакции измеряют в моль/л · с, моль/л · мин.

Существуют гомогенные и гетерогенные химические реакции.

Гомогенными называют химические реакции, протекающие в однородной среде (например, в жидком растворе или газовой фазе).

Гетерогенными называют реакции, происходящие между веществами, находящимися в разных фазах (например, газовой и жидкой, твердой и жидкой и др.).

Скорость гомогенной реакции определяется изменением количества одного из реагирующих веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции веществ в единицу времени в единице объема:

$$\vartheta(\text{гом.}) = \pm \frac{\Delta n}{V \Delta t}.$$

Скорость гетерогенной реакции определяется числом молей веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности:

$$\vartheta(\text{гетерог.}) = \pm \frac{\Delta n}{S \Delta t},$$

где S — площадь поверхности твердой фазы, Δn — изменение количества вещества. В гетерогенных реакциях скорость не выражают через концентрацию, поскольку вещества реагируют не в объеме, а на поверхности.

Химическая реакция является результатом столкновения частиц (атомы, молекулы, ионы) исходных веществ; чем чаще столкновения, тем быстрее осуществляется химическая реакция.



Химические реакции происходят с самыми разными скоростями. Раздел химии, изучающий скорости химических реакций, называют химической кинетикой. Основным понятием в химической кинетике является понятие о скорости реакции. Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагента или продукта химической реакции во времени. Химическая

реакция является результатом столкновения частиц реагирующих веществ; чем чаще столкновения, тем быстрее осуществляется химическая реакция.

Существуют гомогенные и гетерогенные химические реакции. Гомогенными называют химические реакции, протекающие в однородной среде. *Гетерогенными* называют реакции, происходящие между веществами, находящимися в разных фазах.



1. Что такое *скорость химической реакции* и как ее определяют?
 2. Приведите примеры реакций, увеличение или уменьшение скорости которых имеет положительное или отрицательное значение на производстве или в быту. Дайте пояснение.
 3. Поясните, какие реакции называют *гомогенными*, а какие *гетерогенными*. Приведите примеры.
- 1. При разложении вещества А в растворе его концентрация за 10 мин уменьшилась от 0,6 до 0,4 моль/л. Определите среднюю скорость реакции.
 Ответ: 0,02 моль/л·мин.
 - 2. Рассчитайте среднюю скорость химической реакции $A + B = 2C$, если начальная концентрация вещества А равна 0,22 моль/л, а через 10 с стала 0,215 моль/л.
 Ответ: $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с.

§15. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Скорость химической реакции зависит от ряда факторов, из которых важнейшими являются химическая природа реагирующих веществ, их концентрация, температура и присутствие катализатора. Рассмотрим факторы, влияющие на скорость химических реакций.

Природа реагирующих веществ. Природа реагирующих веществ оказывает решающее влияние на скорость реакции. Например, водород с фтором реагирует очень энергично (со взрывом) уже при комнатной температуре, а реакция водорода с йодом — только при нагревании до $500\text{—}700^\circ\text{C}$. Говоря о влиянии природы реагирующих веществ на скорость химической реакции, следует отметить, что в ходе реакции химические связи частиц реагентов разрушаются и образуются новые связи между частицами продукта реакции. Реакции в газовой фазе протекают с более высокой скоростью, чем в растворах, а в растворах — быстрее, чем в твердой фазе.

Влияние концентрации реагентов. Скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ. Известно, что химическое взаимодействие осуществляется при столкновении частиц, поэтому чем больше их концентрация, тем чаще сталкиваются молекулы реагирующих веществ во время своего хаотического движения. Влияние концентрации взаимодействующих веществ распространяется на газовые смеси и растворы.

Сегодня на уроке:

- Узнаем, какие факторы влияют на скорость химических реакций.

Ключевые понятия

- природа реагирующих веществ
- влияние концентрации реагентов
- влияние температуры

На скорость реакций с участием газов также влияет давление, потому что оно непосредственно определяет их концентрации.

Гомогенные реакции протекают во всем объеме, и скорость гомогенных реакций зависит от концентраций реагентов.

Гетерогенные реакции протекают на поверхности твердых веществ.

Скорость гетерогенной реакции зависит от поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Так, например, кусочек мела с соляной кислотой реагирует с замедленной скоростью, а мелко измельченный мел реагирует достаточно бурно. При размельчении мела поверхность соприкосновения увеличивается, следовательно, увеличивается количество молекул, соответственно возрастает и скорость реакции.

Зависимость скорости реакции от температуры. Большое влияние на скорость химической реакции оказывает температура. С повышением температуры скорость химической реакции, как правило, возрастает. При повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в 2—4 раза, потому что при повышении температуры возрастает скорость движения молекул веществ, и соответственно увеличивается число столкновений между ними. Таким образом, скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, концентрации (от давления газа), температуры и др.



На скорость химических реакций влияет природа реагирующих веществ, концентрация (от давления газа), температура и др. Влияние концентрации взаимодействующих веществ распространяется на газовые смеси и растворы. С повышением температуры скорость химической реакции, как правило, возрастает. При повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в 2—4 раза.



1. Перечислите факторы, влияющие на скорость химических реакций, и объясните причины их влияния.
2. Какой фактор определяет скорость химической реакции в каждом случае:
 - а) взаимодействие с серной кислотой магния и железа;
 - б) горение угля на воздухе и в кислороде;
 - в) взаимодействие железа с горячей и холодной растворами соляной кислоты?
 Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Скорость химической реакции, в которой участвует твердое вещество, увеличивается в результате :
 - 1) изменения концентрации реагирующих веществ;
 - 2) уменьшения температуры;
 - 3) изменения давления;
 - 4) увеличения площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ.



4. Приведите для каждого фактора по два примера, составьте уравнения реакций и дайте обоснование их осуществления.
- 1. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 100°C до 200°C, если при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается вдвое?
 Ответ: 1024 раза.
 - 2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 150°C до 200°C, если при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в три раза?
 Ответ: 243 раза.

§16. КАТАЛИЗАТОРЫ. ИНГИБИТОРЫ

Большое влияние на скорость реакции оказывает присутствие в реагирующей системе *катализатора*.

Вещества, которые изменяют химические реакции, но сами в итоге не расходуются, называют катализаторами.

Например, добавка небольшого количества диоксида марганца MnO_2 к раствору пероксида водорода значительно увеличивает скорость ее разложения на кислород и воду.

Реакции, протекающие под действием катализаторов, называют *каталитическими*. Влияние катализаторов на скорость реакции называется *катализом*. Различают *гомогенный* и *гетерогенный катализ*.

Гомогенным называют катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в одном агрегатном состоянии (газообразном или жидком). Типичными гомогенными катализаторами являются кислоты и основания.

Гетерогенным называют катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в различных агрегатных состояниях; чаще всего катализатор — в твердом, а реагирующие — в жидком или газообразном. В качестве гетерогенных катализаторов применяют металлы, их оксиды и др.

Катализ широко распространен в природе, он играет огромную роль в жизнедеятельности организмов. Особенно сильно воздействуют на скорость реакций биологические катализаторы — *ферменты*. Превращения в организме белков, жиров и углеводов происходят с участием ферментов, поэтому биохимические процессы идут с очень большой скоростью. Следовательно, катализаторы способствуют бо-

Сегодня на уроке:

- Поймем действие катализаторов и ингибиторов на скорость реакции.

Ключевые понятия

- катализатор
- катализ
- гомогенный катализ
- гетерогенный катализ
- ингибиторы

лее быстрому переходу системы из начального в конечное состояние. Наряду с катализаторами существуют вещества, которые замедляют химические процессы.

Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называют ингибиторами.

Ингибиторы служат человеку: уменьшают скорость коррозии металлов, продлевают сохранность пищевых продуктов, предотвращают случайные взрывы чувствительных к сотрясениям, но необходимых в промышленности веществ, замедляют некоторые вредные для живого организма процессы, вызывающие заболевания, и поэтому используются в виде лекарств.

Таким образом, одним из важнейших факторов, влияющих на скорость химических реакций, является присутствие катализаторов.



На скорость химических реакций влияет присутствие катализаторов. Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами в итоге не расходуются, называют катализаторами.

Реакции, протекающие под действием катализаторов, называют каталитическими. Влияние катализаторов на скорость реакции называется катализом. Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

Гомогенным называют катализ, при котором и реагенты и катализатор находятся в одном агрегатном состоянии.

Гетерогенным называют катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в различных агрегатных состояниях. Наряду с катализаторами существуют вещества, которые замедляют химические процессы. Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называют ингибиторами.



1. Что такое *катализаторы*? Какова их роль?
2. Дайте объяснение гетерогенному и гомогенному катализу.
3. В лаборатории для получения кислорода разложением: а) бертолетовой; в) пероксида водорода H_2O_2 в качестве катализатора применяют оксид марганца MnO_2 . К какому типу — гомогенного или гетерогенного катализа — относятся эти процессы? Напишите уравнения реакций.
4. Что такое *ингибиторы*? Какова их роль?

Знаете ли вы?

Фермент способен осуществлять миллионы превращений в минуту!

Твердые катализаторы теряют свою активность (отравляются) в присутствии определенных веществ — ядов катализаторов.

Промоторы — вещества, повышающие активность катализаторов.



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

Влияние температуры, концентрации и размера частиц на скорость реакции

Реактивы: раствор серной кислоты, 5%, 10% -ные растворы соляной кислоты, таблетки цинка или алюминия, таблетки и порошок железа, раствор пероксида водорода, оксид марганца (IV).

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки, пробиркодержатель, штатив для пробирок, спиртовка.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

1. Влияние температуры. В две пробирки налейте по 2 мл серной кислоты, опустите в них по 1 грануле алюминия или цинка. Содержимое одной из пробирок нагрейте. По интенсивности выделения пузырьков водорода сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

2. Влияние концентрации реагирующих веществ. В две пробирки поместите по одной грануле цинка, в одну прилейте 2 мл 5% -ной, соляной кислоты, в другую — столько же 10% -ной соляной кислоты. Где более интенсивно проходит реакция? Почему? Сделайте вывод.

3. Влияние поверхности соприкосновения реагентов. В одну пробирку опустите гранулу железа, в другую насыпьте порошок железа. Налейте в пробирки по 2 мл соляной кислоты одинаковой концентрации. Наблюдайте, в какой пробирке реакция идет быстрее. Почему? Сделайте вывод.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №3

Влияние катализатора на скорость реакции

Реактивы: 10% -ные растворы сульфата меди (II), гидроксида аммония, пероксида водорода.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: цилиндры на 250 мл, измерительные цилиндры на 100 и 25 мл.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

Налейте в один цилиндр 50 мл раствора сульфата меди (II), в другой — 50 мл раствора гидроксида аммония, в третий — по 25 мл растворов сульфата меди (II) и гидроксида аммония. Добавьте во все цилиндры по 10 мл раствора пероксида водорода. Обратите внимание на скорость выделения кислорода. Напишите уравнение реакции.



ОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ

§ 17. ОБРАТИМОСТЬ И НЕОБРАТИМОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Сегодня на уроке:

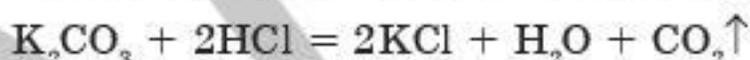
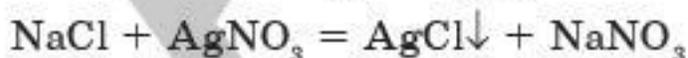
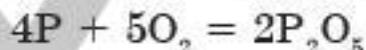
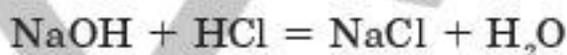
- Поймем сущность обратимых реакций.
- Узнаем, что такое химическое равновесие.

Ключевые понятия

- обратимые и необратимые реакции
- химическое равновесие

Обратимые и необратимые реакции. По направлению реакции бывают обратимыми и необратимыми. Сначала рассмотрим необратимые реакции. Само название их говорит о том, что это такие реакции, которые в данных условиях проходят до конца и не изменяют своего направления при изменении температуры и давления. Какие же реакции мы можем считать необратимыми? В результате необратимых реакций исходные вещества практически полностью превращаются в конечные продукты. Важнейшим условием необратимости химических реакций является выделение одного из продуктов в виде

осадка, образование газообразного продукта реакции либо малодиссоциированного продукта реакции (воды), а также выделение большого количества тепла.



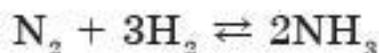
Необратимыми называют химические реакции, протекающие в прямом направлении.

Теперь рассмотрим обратимые реакции. Большая часть химических реакций обратима, т. е. протекает одновременно во взаимно противоположных направлениях.

Обратимыми называют химические реакции, протекающие при данной температуре одновременно как в сторону образования продуктов (прямая), так и в сторону их распада (обратная). При записи уравнений таких реакций знак равенства заменяют противоположно



направленными стрелками. Простейшим примером обратимой реакции является синтез аммиака:



Реакцию, протекающую слева направо, называют *прямой*, а справа налево — *обратной*.

В обратимых процессах скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем уменьшается вследствие уменьшения концентрации реагентов, расходуемых на образование продуктов реакции. Напротив, обратная реакция в начальный момент имеет минимальную скорость, которая увеличивается по мере увеличения концентрации продуктов реакции. Наконец, наступает такой момент, когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными. Такое состояние обратимого процесса называется *химическим равновесием*.

Химическое равновесие — это такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными.

Химическое равновесие является динамичным (подвижным), так как при наступлении равновесия химическая реакция не прекращается.

В состоянии равновесия за единицу времени образуется такое же количество молекул продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества. При постоянных температуре и давлении равновесие обратимой реакции может сохраняться неопределенно долгое время.



По направлению реакции бывают *обратимыми* и *необратимыми*. *Необратимыми* называют химические реакции, протекающие в прямом направлении. *Обратимыми* называют химические реакции, протекающие при данной температуре одновременно как в сторону образования продуктов (прямая), так и в сторону их распада (обратная). При записи уравнений таких реакций знак равенства заменяют противоположно направленными стрелками. *Химическое равновесие* — это такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными.



1. Какие реакции называют *обратимыми*, а какие *необратимыми*? Приведите примеры.
2. Объясните, какую систему называют *равновесной*.

§ 18. УСЛОВИЯ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Сегодня на уроке:

- Узнаем о факторах, которые смещают химическое равновесие.
- Научимся прогнозировать смещение химического равновесия по принципу Ле Шателье-Брауна.

Ключевые понятия

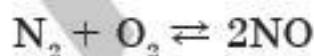
- химическое равновесие
- влияние изменения концентрации
- влияние изменения давления
- влияние изменения температуры
- влияние катализаторов

Многие химические продукты получают в результате обратимых химических реакций, поэтому важно знать, при каких условиях в состоянии равновесия выход продукта увеличивается. Если при изменении условий в состоянии равновесия выход продукта увеличивается, то считают, что равновесие сместилось вправо, если уменьшается — то влево. Многочисленные исследования доказали, что смещение химического равновесия подчиняется правилу, названному принципом Ле Шателье-Брауна:

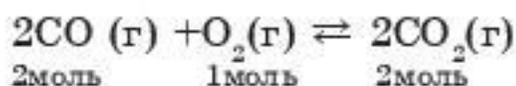
При изменении одного из условий, при котором система находится в равновесии — температуры, давления или концентрации — равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует этому изменению.

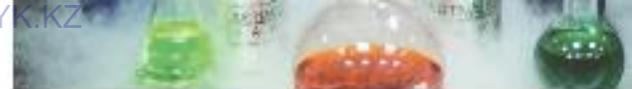
Рассмотрим применение принципа Ле Шателье-Брауна к различным типам воздействия.

Влияние изменения концентрации. В соответствии с принципом Ле Шателье-Брауна при увеличении концентрации исходных веществ равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции, т. е. вправо, потому что увеличение концентрации одного из реагирующих веществ приведет к увеличению скорости прямой реакции. Например, при введении дополнительного количества азота равновесие в реакции образования оксида азота (II) сместится вправо — в направлении образования продукта:

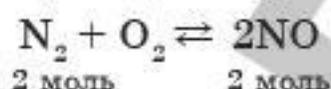


Влияние изменения давления. Давление смещает равновесие в системе в тех случаях, когда происходит изменение числа молей газообразных веществ. Увеличение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молей газов. Уменьшение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с увеличением числа молей газов. Например:





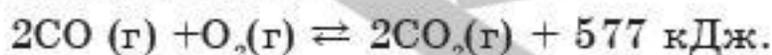
Данная реакция сопровождается уменьшением числа молей оксида углерода (IV). При повышении давления равновесие реакции смещается в направлении образования оксида углерода (IV) и, наоборот, понижение давления способствует смещению равновесия влево — в направлении образования исходных веществ. Необходимо отметить, что равновесие под влиянием изменения давления смещается лишь в том случае, когда в реакции участвуют газообразные вещества и реакция сопровождается изменением общего числа молекул. Если общее число молекул в процессе реакции не изменяется, то увеличение или уменьшение давления не влияет на равновесие этой реакции. Например, в реакции образования оксида азота (II):



Изменение давления в системе не влияет на смещения равновесия. Таким образом, согласно принципу Ле Шателье-Брауна:

При повышении давления равновесие реакции смещается в направлении образования веществ, занимающих меньший объем, и, наоборот, понижение давления способствует процессу, сопровождающему увеличению объема.

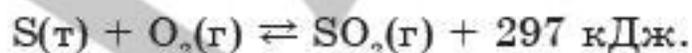
Влияние изменения температуры рассмотрим на примере реакции горения оксида углерода (II):



Из уравнения реакции видим, что процесс образования углекислого газа является экзотермическим. При повышении температуры равновесие этой реакции смещается влево, в направлении образования исходных веществ. Наоборот, понижение температуры смещает равновесие вправо, в направлении образования продукта.

Таким образом, повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону эндотермического, а понижение температуры — в направлении экзотермического процесса.

Принцип Ле Шателье можно применить к таким реакциям, в которых реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях. Например:



Реакция горения серы — процесс экзотермический. Повышение температуры будет смещать равновесие этой реакции в направлении эндотермического процесса — реакции разложения оксида серы (IV), а изменение давления не влияет на смещение равновесия.

Влияние катализаторов. Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции, поэтому на смещение химического равновесия не влияют, а только способствуют более быстрому его установлению.



При увеличении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие сдвинется в сторону образования продуктов реакции. Если общее число молекул в процессе реакции не изменяется, то изменение давления не влияет на смещение равновесия. Увеличение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молей газов. При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической, а при понижении — в сторону экзотермической реакции. Уменьшение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с увеличением числа молей молекул. Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции, поэтому на смещение химического равновесия не влияют, а только способствуют более быстрому его установлению.



1. Поясните, что означает "сместить химическое равновесие".
2. Для чего нужно смещение химического равновесия?
3. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
4. Влияет ли катализатор на смещение химического равновесия?
5. Даны уравнения обратимых реакций:

а) $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + \text{Q}$;	б) $\text{C}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) - \text{Q}$;
в) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{г}) + \text{Q}$;	г) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г}) - \text{Q}$.

 В какую сторону сместится равновесие при повышении:
 - а) температуры;
 - б) давления?
6. Как влияет изменение давления на равновесие следующих реакций:

1) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{г})$	2) $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$
3) $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$	4) $\text{Zn}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{ZnO}(\text{т}) + \text{H}_2(\text{г})$
7. Установите соответствие между уравнением обратимой реакции и условиями смещения равновесия этой реакции в сторону исходных веществ.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ:

- | | |
|---|--|
| 1) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + \text{Q}$; | 2) $\text{CH}_4 \rightleftharpoons \text{C}(\text{тв.}) + 2\text{H}_2 - \text{Q}$; |
| 3) $2\text{SO}_3(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) - \text{Q}$; | 4) $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$. |

УСЛОВИЯ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ:

- А) повышение температуры, понижение давления;
- Б) понижение температуры, увеличение давления;
- В) понижение температуры, понижение давления;
- Г) повышение температуры, увеличение давления.

8. Установите соответствие между уравнением обратимой реакции и условиями смещения равновесия этой реакции в сторону продуктов реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ:

- | | |
|---|--|
| 1) $2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) + \text{Q}$; | 2) $\text{SO}_3(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) - \text{Q}$; |
| 3) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г}) + \text{Q}$; | 4) $\text{CO}_2 + \text{C}(\text{тв.}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{г}) - \text{Q}$. |

УСЛОВИЯ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ:

- А) повышение температуры, понижение давления;
- Б) понижение температуры, увеличение давления;
- В) понижение температуры, понижение давления;
- Г) повышение температуры, увеличение давления.



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

Смещение химического равновесия

Реактивы: 1 М раствор ацетата натрия, 0,1 М раствор гидроксида аммония, раствор фенолфталеина, 1 г хлорида аммония.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки, штатив для пробирок, спиртовка, микрошпатель.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы

1. Влияние температуры. В пробирку налейте 3 мл ацетата натрия, добавьте 2—3 капли фенолфталеина и нагрейте. Наблюдайте появление окраски. Охладите пробирку с раствором под струей холодной воды, отметьте ослабление или исчезновение окраски индикатора. Снова нагрейте пробирку и убедитесь в возвращении окраски.

2. Влияние концентрации. В две пробирки налейте по 2 мл раствора гидроксида аммония и по одной капле раствора фенолфталеина. В одну пробирку добавьте кристаллический хлорид аммония. Сравните окраску растворов в обеих пробирках.

По результатам опытов сделайте соответствующие выводы о смещении химического равновесия.



ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

§ 19. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

Сегодня на уроке:

- Познакомимся с понятием *степень окисления*.

Ключевые понятия

- электроотрицательность
- высшая степень окисления
- низшая степень окисления

Степень окисления атома относится к основным понятиям химии. Она введена для характеристики состояния атома в соединениях.

Степень окисления — условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что он состоит только из ионов.

Если атом отдает электроны, то он получает положительную степень окисления; если атом принимает электроны, то он получает отрицательный заряд. У простых веществ степень окисления равна 0 (нуль).

Положительную степень окисления в соединениях всегда имеют металлы (Na^+ , Ca^{+2} , Al^{+3}) и иногда неметаллы (S^{+6} , Cl^{+7} , N^{+5}), кроме фтора.

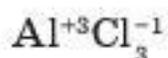
Если при написании требуется показать заряд несвязанного иона (например, находящегося в растворе), то знак “+” или “-” ставят после цифры: Al^{3+} , S^{2-} , Cl^- , Na^+ . При написании степени окисления элементов ставят знак перед цифрой, например: $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$, $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$, $\text{Al}^{+3}\text{Cl}_3^{-1}$.

Если необходимо составить формулу бинарного соединения по степени окисления, то поступают следующим образом:

1) пишут химические знаки элементов в том порядке, в котором элементы следуют друг за другом в ряду электроотрицательности (на первом месте знак элемента, отдающего электроны), например, AlCl ;

2) исходя из строения атомов, записывают над знаками степени окисления: $\text{Al}^{+3}\text{Cl}^{-1}$ (атомы алюминия отдают столько электронов, сколько их содержится в наружном слое атома; атомы хлора получают столько электронов, сколько недостает в наружном слое до восьми);

3) проставляют индексы так, чтобы число положительного заряда было равно числу отрицательного заряда:





В случае, если следует определить степень окисления элементов в предложенной формуле, поступают следующим образом:

1. Как правило, на первом месте записывают элементы с положительными степенями окисления, а на втором — элемент с отрицательной степенью окисления.

Устанавливают, какой из двух элементов получил электроны. Например, в соединении P_2O_5 это кислород.

2. Определяют, сколько электронов получил кислород. Так как кислород находится в VI группе, то у него на последнем слое шесть электронов, до восьми недостает двух, значит, атом кислорода получил два электрона. Итак, степень окисления его (-2) .

Поскольку атомов у кислорода пять, то общий заряд кислорода (-10) .

3. На атоме фосфора, следовательно, общий положительный заряд $(+10)$, а на один атом приходится $(+5)$.

Итак, результат: $P_2^{+5}O_5^{-2}$.

4. Предлагаемое соединение прочитывается слева направо, а название вещества, наоборот, — справа налево.

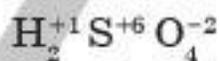
К первому слогу латинского названия кислорода — *оксигениум* — добавляют суффикс “ид”: оксид фосфора (V).

В случае более сложных соединений, например H_2SO_4 , поступают так:

1) проставляют степень окисления кислороду (-2) и водороду $(+1)$.

2) подсчитывают заряд серы так:

$$\begin{aligned} H_2^{+1} S^x O_4^{-2} \\ +1 \cdot 2 + x + 4 \cdot (-2) = 0; \\ x = +6; \end{aligned}$$



3) если формула содержит скобки, то действуют похожим образом, например:

$$\begin{aligned} Mg^{+2}(N^xO_3^{-2})_2 \\ +2 + 2x \cdot (-2) \cdot 2 \cdot 3 = 0; \\ x = +5. \end{aligned}$$

Существуют формулы и более сложного состава, но учиться считать их степень окисления вы будете позднее. Изменение степени окисления элементов в Периодической системе можно проследить по таблице 13.

Таблица 13

**Высшие и низшие степени окисления s- и p-элементов
второго и третьего рядов**

Номер заполняемого энергетического уровня	Число электронов на последнем энергетическом уровне						
	1	2	3	4	5	6	7
2	${}^3\text{Li}$ +1	${}^4\text{Be}$ +2	${}^5\text{B}$ +3	${}^6\text{C}$ +4 -4	${}^7\text{N}$ +5 -3	${}^8\text{O}$ (+2 со фтором) -2	${}^9\text{F}$ -1
3	${}^{11}\text{Na}$ +1	${}^{12}\text{Mg}$ +2	${}^{13}\text{Al}$ +3	${}^{14}\text{Si}$ +4 -4	${}^{15}\text{P}$ +5 -3	${}^{16}\text{S}$ +6 -2	${}^{17}\text{Cl}$ +7 -1

Пользуясь алгоритмом, выведем формулы кислородных и водородных соединений рассмотренных элементов (табл. 14, 15), имея в виду, что у кислорода в них степень окисления (-2), а водорода (+1). Мы получим:

1) два ряда кислородных соединений (табл. 14):

Таблица 14

Степень окисления элемента						
+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Общие формулы (Э — элемент)						
$\text{Э}_2\text{O}$	ЭO	$\text{Э}_2\text{O}_3$	ЭO_2	$\text{Э}_2\text{O}_5$	ЭO_3	$\text{Э}_2\text{O}_7$

2) ряд водородных соединений (табл. 15):

Таблица 15

Степень окисления элемента			
-4	-3	-2	-1
CH_4	NH_3	H_2O	HF
Общие формулы (Э — элемент)			
ЭH_4	ЭH_3	$\text{H}_2\text{Э}$	HЭ



Степень окисления любого элемента в простом веществе равна 0.

Сумма степеней окисления всех атомов в составе нейтральной молекулы равна 0.

Если соединение образовано двумя элементами, то у элемента с большей электроотрицательностью степень окисления меньше нуля, а у элемента с меньшей электроотрицательностью — больше нуля.

Максимальная положительная степень окисления любого элемента главной подгруппы равна номеру группы в Периодической системе элементов, а минимальная степень окисления для металлов равна 0, а для неметаллов равна $N-8$, где N — номер группы.

Степень окисления фтора в соединениях равна -1 .

Степень окисления водорода в соединениях равна $+1$ (исключение — гидриды металлов NaH , CaH_2 , в этих соединениях степень окисления водорода равна -1).

Степень окисления кислорода равна -2 (исключения — пероксиды H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 , в них степень окисления кислорода равна -1 , а в соединении с фтором $+2$).



- У каких веществ степень окисления равна нулю? Приведите три примера.
- Составьте формулу соединения по значениям степени окисления:
 - карбид алюминия (соединение алюминия и углерода);
 - нитрид углерода (соединение углерода и азота);
 - фторид йода;
 - бромид кальция;
 - хлорид фосфора.
- Определите степень окисления каждого элемента в формулах:
 - MgO , SO_3 , CS_2 , PF_5 , IF_7 , WO_3 ;
 - HNO_3 , CaCO_3 , Na_2SiO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$.
 Дайте названия веществам.
- Составьте формулы: а) нитрида бора, заменяющего алмаз при резке стекла; б) фосфида цинка — сильнейшего яда для грызунов. Определите степень окисления элементов в названных соединениях и вид химической связи.

Знаете ли вы?

Алмаз не растворяется в кислоте. Единственное, что может его разрушить, — очень высокая температура.

Знаете ли вы?

Веществом с наименьшей температурой кипения является гелий. Его температура кипения равна -269°C . Гелий — единственное вещество, не имеющее температуры плавления при обычном давлении. Даже при абсолютном нуле он остается жидким. Жидкий гелий широко используется в криогенной технике.

§ 20. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

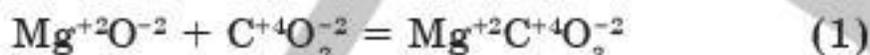
Сегодня на уроке:

- Поймем сущность окислительно-восстановительных реакций.
- Научимся составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

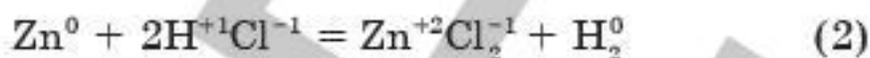
Ключевые понятия

- степень окисления
- электроотрицательность
- окисление
- восстановление

Кроме известных вам типов химических реакций: соединения, разложения, замещения, обмена — существуют и другие классификации химических реакций. Рассмотрим реакции, расставим в них степень окисления элементов:



В уравнении (1) ни один из элементов не меняет степень окисления.



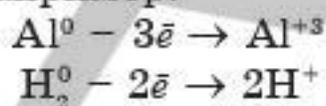
В уравнении (2) степень окисления меняется у цинка и водорода.

Реакции, идущие без изменения степени окисления элементов, называются *неокислительно-восстановительными*. Такими всегда бывают реакции обмена.

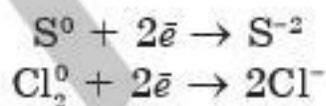
Реакции, идущие с изменением степени окисления элементов, называются *окислительно-восстановительными*. Такими реакциями всегда являются реакции замещения. Реакции соединения и разложения могут быть двух типов.

Рассмотрим основные положения теории окислительно-восстановительных реакций:

1. *Окислением* называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



2. *Восстановлением* называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



При окислении степень окисления элемента повышается, а при восстановлении степень окисления понижается (рис. 25).

3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями*. Во время реакций они окисляются.

4. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются *окислителями*. Во время реакций они восстанавливаются.

Так как атомы, молекулы, ионы входят в состав определенных веществ, то эти вещества соответственно называются *восстановителями* или *окислителями*.

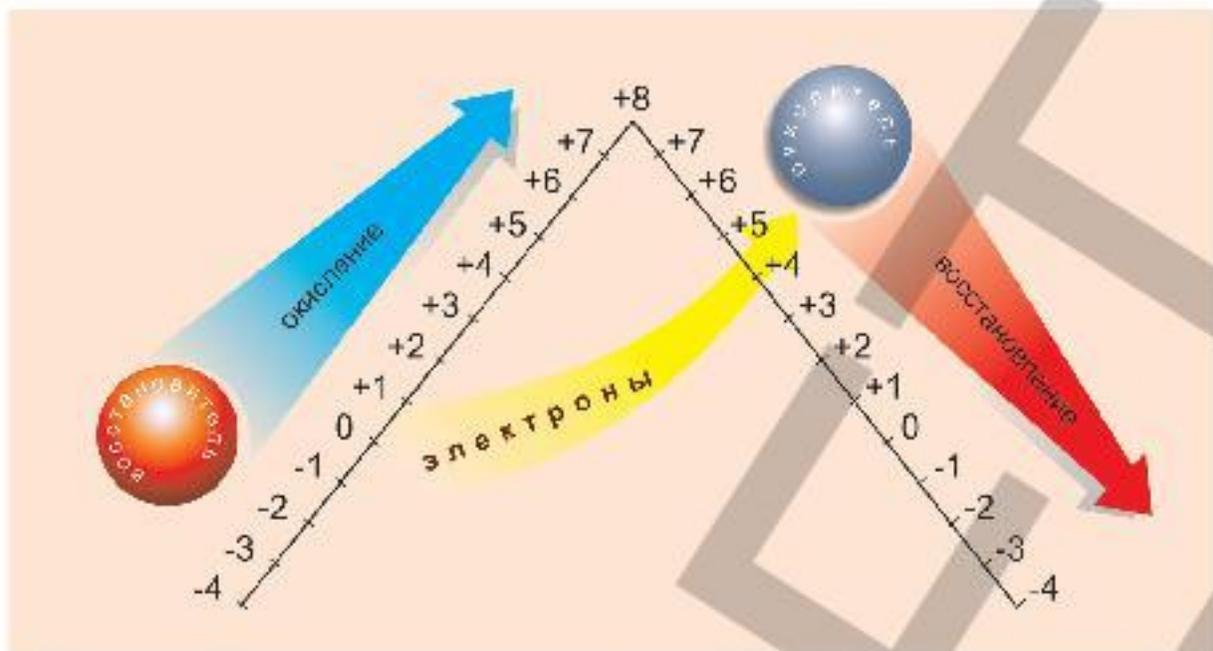
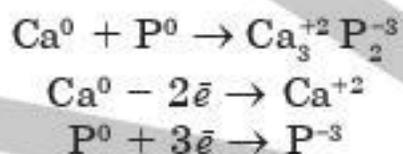


Рис. 25. Процессы окисления и восстановления

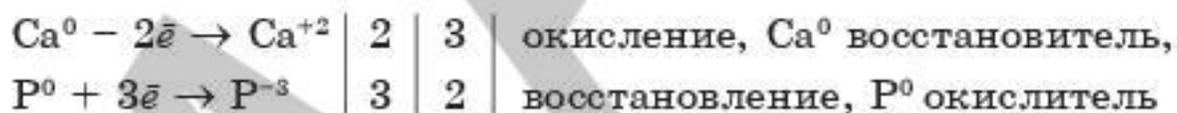
5. Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот.

6. Число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, присоединенных окислителем.

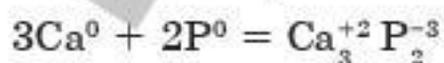
Рассмотрим механизм окислительно-восстановительной реакции подробнее. Например, взаимодействие кальция и фосфора. Кальций как металл отдает свои внешние электроны, а фосфор принимает недостающие электроны:



Затем найденное число электронов вынесем за черту, после этого находим общее кратное между числами отданных и принятых электронов:



Найденные числа последнего столбца называются *основными коэффициентами*, их расставляют к элементам с нулевой степенью окисления или наименьшей, если нулевой нет:



Такой подбор коэффициентов называется *методом электронного баланса*.

Рассмотрим данный метод подбора коэффициентов на более сложном примере. Такая реакция происходит при зажигании спичек:



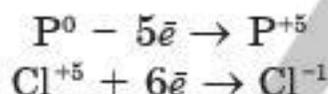
Этапы подбора коэффициентов:

1) расставляем степень окисления у каждого элемента:

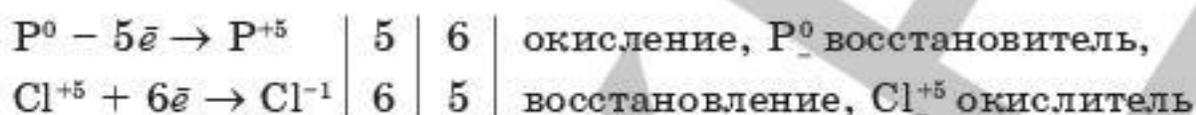


2) определяем, какие элементы изменили степень окисления. Это фосфор и хлор;

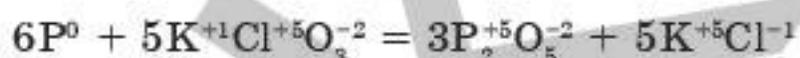
3) составляем две полуреакции для фосфора и хлора:



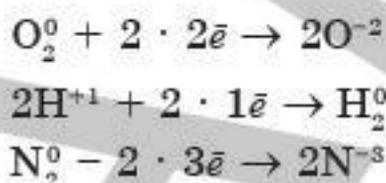
4) записываем найденные числа электронов за черту, находим общее кратное:



5) выставляются полученные основные коэффициенты: 6 к P^0 ; 5 к Cl^{-1} , затем подбираются коэффициенты к остальным элементам, а проверяются по кислороду:



Для простых веществ: H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 учитывается индекс "2":



Если затрудняетесь определить, отдает или принимает элемент электроны, используйте схему 4:

Схема 4

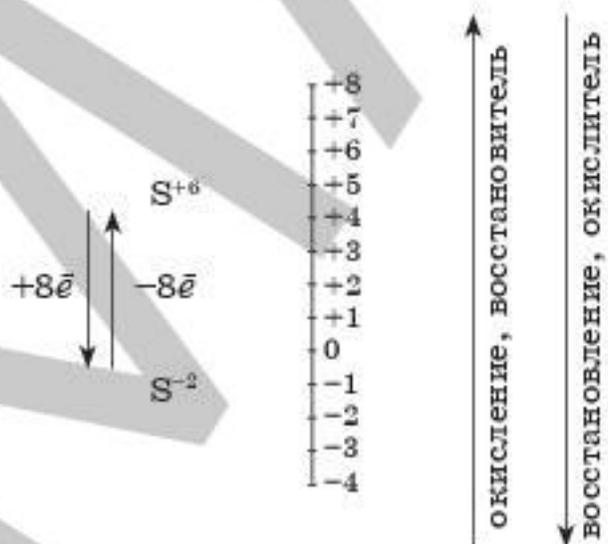
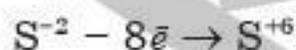


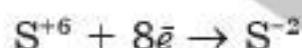


Рис. 26. Примеры окислительно-восстановительных реакций

Например, для полуреакции:



и наоборот:



Окислительно-восстановительные реакции — это самые распространенные реакции (рис. 26). Они играют важную роль в природе и технике, являются основой жизнедеятельности. С ними связаны дыхание, обмен веществ в живых организмах, гниение, брожение, фотосинтез. Их можно наблюдать при горении топлива, получении чугуна и стали и т. д. Они лежат в основе круговорота элементов в природе, с их помощью получают многие ценные продукты.



Реакции, идущие с изменением степени окисления элементов, называются *окислительно-восстановительными*.

Окисление — процесс отдачи электронов, который сопровождается повышением степени окисления элемента. Вещество, отдающее электроны, называется *восстановителем*.

Восстановление — процесс присоединения электронов, который сопровождается понижением степени окисления элемента. Вещество, принимающее электроны, является *окислителем*.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот. Число отданных электронов восстановителем равно числу электронов, присоединенных окислителем.



1. Напишите уравнения реакций и методом электронного баланса подберите коэффициенты:

 - а) разложение воды при нагревании;
 - б) взаимодействие алюминия с соляной кислотой.
2. Определите, какая из предложенных реакций не является окислительно-восстановительной:

 - 1) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
 - 2) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$
 - 3) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
 - 4) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 \uparrow$
 - 5) $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$
 - 6) $\text{BaO} + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3$
 - 7) $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$
 - 8) $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
3. Какая схема превращения азота соответствует данному уравнению реакции:
 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

+3 +2	-3 -2
1) $\text{N} \rightarrow \text{N}$	2) $\text{N} \rightarrow \text{N}$
+3 0	-3 +2
3) $\text{N} \rightarrow \text{N}$	4) $\text{N} \rightarrow \text{N}$
4. Из следующих утверждений выберите истинные:

 - а) к окислительно-восстановительным относятся все реакции ионного обмена;
 - б) все реакции ионного обмена не являются окислительно-восстановительными;
 - в) все реакции замещения являются окислительно-восстановительными;
 - г) только некоторые реакции замещения являются окислительно-восстановительными;
 - д) к окислительно-восстановительным реакциям относят те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество;
 - е) все реакции разложения и соединения не являются окислительно-восстановительными. Обоснуйте свою точку зрения, докажете ее примерами уравнений реакций.
5. Согласны ли вы с утверждением, что HNO_3 проявляет только окислительные свойства, а NH_3 — только восстановительные? Ответ обоснуйте.
6. Какое из веществ — сероводород H_2S или серная кислота H_2SO_4 — проявляет только окислительные или только восстановительные свойства? Почему?
7. Обоснуйте тезис, что SO_2 может быть и окислителем, и восстановителем.
8. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в следующих схемах реакций:

 - а) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Al} + \text{I}_2 \rightarrow \text{AlI}_3$
 - в) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$
 - г) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
 - д) $\text{HNO}_3 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
 - е) $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

МЕТАЛЛЫ И СПЛАВЫ

Глава VI



§ 21. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ

Металлы и их сплавы были известны человечеству с давних пор (рис. 27).

Все химические элементы, как уже известно, подразделяются на металлы и неметаллы. Большинство химических элементов (более 90) относятся к металлам.

Металлами называют вещества, обладающие высокой электро- и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и металлическим блеском.

В Периодической системе химических элементов металлы расположены левее и ниже условной разделительной линии, направленной от бора к астату.

Из таблицы видно, что к металлам принадлежат все элементы побочных подгрупп, включая лантаноиды и актиноиды, элементы главных подгрупп I (за исключением водорода), II и III (кроме бора) и некоторые элементы главных подгрупп групп IV—VI (германий, олово, свинец, сурьма, висмут и полоний).

Сегодня на уроке:

- Поймем сущность металлической связи и влияние кристаллической решетки на свойства металлов.

Ключевые понятия

- металлы
- химический элемент
- простое вещество
- металлическая связь
- металлическая кристаллическая решетка
- общие физические свойства
- общие химические свойства



Рис. 27. Древние изделия из металлов

У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне обычно находится от одного до трех электронов. Например, один у натрия, два у магния и три у алюминия.

- ◆ У некоторых металлов на внешнем энергетическом уровне атома располагаются четыре или пять электронов. Например, $\text{Sn} - 5s^25p^3$, $\text{Bi} - 6s^26p^3$.

Вступая в химические реакции, атомы металлов отдают свои валентные электроны. Легкость отдачи электронов возрастает с уменьшением числа электронов на внешнем энергетическом уровне и с удалением внешнего энергетического уровня от атомного ядра.

Следовательно, с ростом атомного номера элемента способность отдавать электроны и металличность в периодах уменьшаются, а в подгруппах увеличиваются.

Наиболее типичные металлы расположены в начале периодов (элементы IA, IIA групп).

В химических соединениях металлы проявляют только положительные степени окисления и обладают восстановительными свойствами.

В отличие от атомов неметаллов, атомы металлов обладают большим радиусом и легко отдают валентные электроны. При этом атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы. Оторвавшиеся от атомов электроны относительно свободно перемещаются между положительно заряженными ионами металлов. Между этими заряженными частицами образуется особый тип химической связи — *металлическая* (рис. 28). Эта связь обуславливает образование металлической кристаллической решетки простых веществ металлов. В узлах этих кристаллических решеток находятся положительно заряженные ионы металлов, а между ними

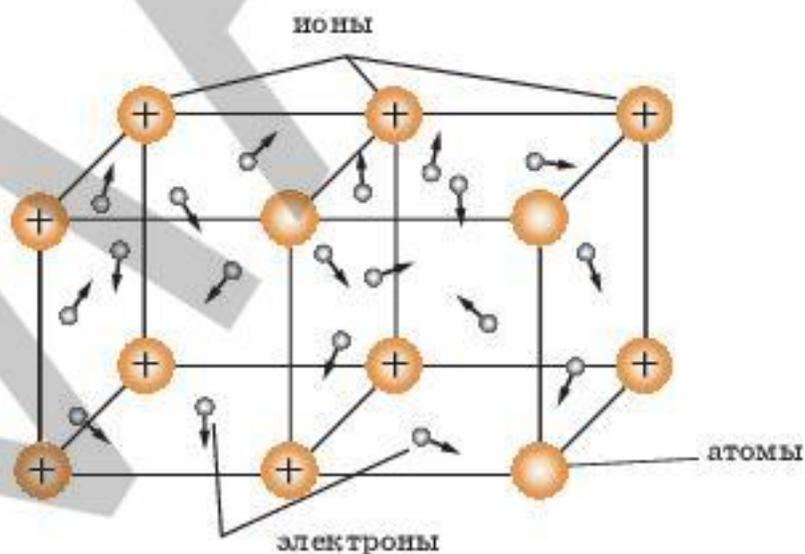


Рис. 28. Металлическая кристаллическая решетка



передвигаются свободные электроны. Так как электроны находятся в непрерывном движении, то при их столкновении с ионами металлов последние превращаются в нейтральные атомы, а затем вновь в ионы.

Кристаллические решетки, в узлах которых находятся положительно заряженные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называют *металлическими*.

Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами металлов, образующими кристаллическую решетку, называют *металлической связью*.

Особое строение кристаллических решеток металлов определяют их общие свойства.

Физические свойства. Для всех металлов характерен металлический блеск. Это свойство обусловлено тем, что металлы хорошо отражают от своей поверхности световые лучи.

Электрическая проводимость и теплопроводность. Металлы являются хорошими проводниками электричества и теплоты. Это вызвано наличием электронов, свободно перемещающихся по всему объему кристаллической решетки металла. Помимо того, что электроны могут быть участниками направленного движения (электрического тока), они также могут переносить и тепловую энергию. Электрическая проводимость и теплопроводность металлов увеличиваются от Hg (ртути) к Ag (серебру).

Hg, Pb, Fe, Zn, Mg, Al, Au, Cu, Ag

Из наиболее доступных металлов хорошей электропроводностью обладают медь и алюминий, благодаря чему их используют в качестве проводников электрического тока.

Ковкость и пластичность. Благодаря особенности металлической связи многие металлы пластичны и обладают хорошей ковкостью. При механическом воздействии на металл происходит смещение слоев атомов, однако в связи с перемещением электронов по всему кристаллу, связь не разрывается. Пластичность уменьшается в ряду:

Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe

Золото — самый пластичный металл, его можно прокатывать в листы толщиной не более 0,003 мм, которые используются для позолоты различных предметов.

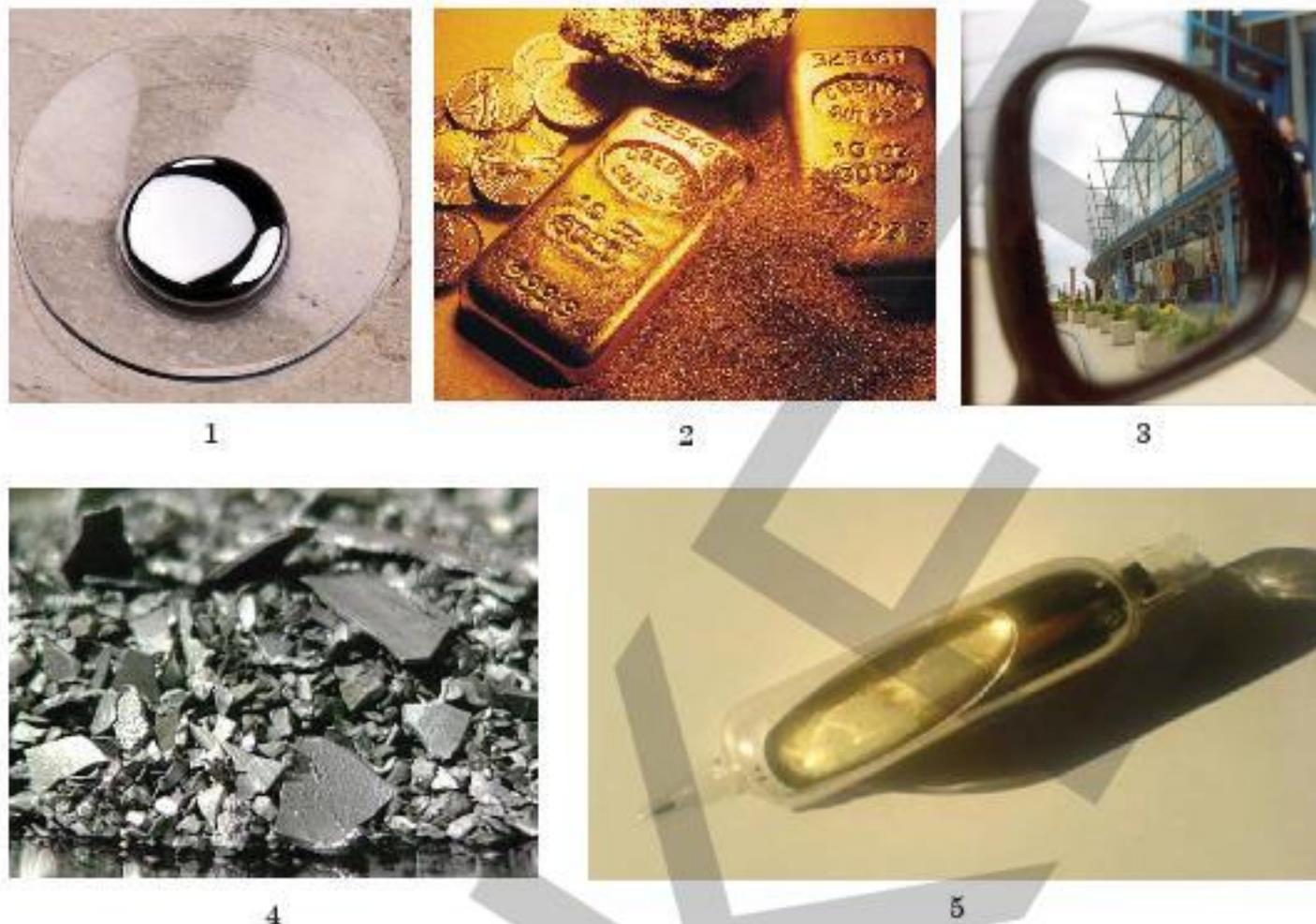


Рис. 29. 1 — жидкий металл — ртуть; 2 — самый пластичный металл — золото; 3 — самый блестящий металл и электропроводный — серебро; 4 — самый твердый металл — хром; 5 — легкоплавкий металл — цезий

На основании физических характеристик металлов условно классифицируют:

а) по плотности: легкие ($\rho < 5 \text{ г/см}^3$); тяжелые ($\rho > 5 \text{ г/см}^3$).

Самый легкий металл — литий (в 2 раза легче воды), а самый тяжелый осмий ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$);

б) по температуре плавления: легкоплавкие ($t_{\text{пл}} < 1000^\circ\text{C}$, Hg, Na, Ga) и тугоплавкие ($t_{\text{пл}} > 1000^\circ\text{C}$, Cr, Fe, Mo). Самый легкоплавкий металл — ртуть Hg ($t_{\text{пл}} = -39^\circ\text{C}$), самый тугоплавкий — вольфрам W ($t_{\text{пл}} = 3400^\circ\text{C}$);

в) по твердости: мягкие (щелочные металлы, олово, свинец) и твердые (хром и молибден). Щелочные металлы можно резать ножом.

Таким образом, общими физическими свойствами металлов являются: металлический блеск, твердость, ковкость, пластичность, хорошая проводимость теплоты и электричества (рис. 29).

Химические свойства металлов. Общим химическим свойством металлов является сравнительная легкость отдачи ва-



лентных электронов с образованием положительно заряженных ионов, т. е. в свободном состоянии металлы являются восстановителями:

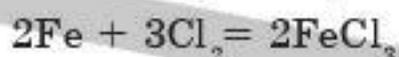
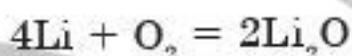


Восстановительные свойства металлов проявляются по-разному. Эти свойства зависят от энергии, которая расходуется на разрушение кристаллической решетки, отрыв электронов от атомов, а также от энергии, которая выделяется при гидратации ионов. В связи с этим металлы можно расположить в ряд по убыванию восстановительной способности:

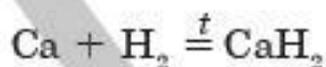
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au

Этот ряд характеризует химическую активность металлов только в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде.

1. Взаимодействие с неметаллами. Практически все металлы непосредственно взаимодействуют с кислородом и галогенами. Эти реакции протекают при различных температурах с разными скоростями. Так, щелочные металлы легко окисляются кислородом воздуха, а их взаимодействие с галогенами может протекать со взрывом. Медь и железо вступают в эти реакции при нагревании, а золото и платиновые металлы вообще не окисляются:

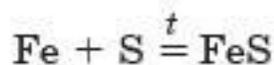


Активные металлы способны присоединять водород, образуя гидриды. Эти реакции обычно протекают при нагревании до температуры 350—400°C.



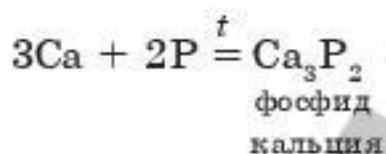
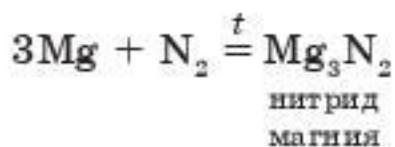
гидрид
кальция

Многие металлы могут взаимодействовать с серой с образованием сульфидов:

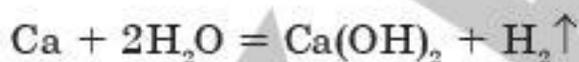
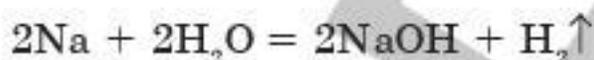


сульфид
железа (II)

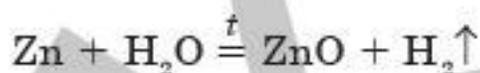
Некоторые металлы при нагревании взаимодействуют с азотом и фосфором, образуя нитриды и фосфиды:



2. Взаимодействие с водой. Щелочные, щелочноземельные металлы взаимодействуют с водой с образованием гидроксидов и выделением водорода:

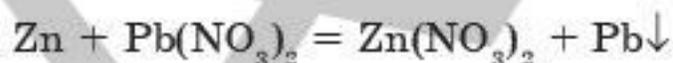


Многие металлы при повышенной температуре взаимодействуют с водой с образованием оксидов металлов и водорода:



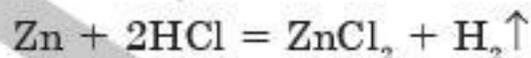
Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов после водорода, не вытесняют его из воды.

3. Взаимодействие с растворами солей. Металлы, находящиеся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее, восстанавливают металлы, находящиеся в этом ряду правее данного металла:



Для подобных реакций нельзя применять такие металлы, как натрий, калий, кальций, барий.

4. Взаимодействие с кислотами. Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода, вытесняют его из разбавленных растворов кислот (за исключением азотной кислоты):



Таким образом, металлы могут вступать в реакции соединения и замещения. Закономерности изменений химических свойств металлов представлены в таблице 16.



Таблица 16

Химические свойства металлов

	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H ₂)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au											
Восстановительная способность металлов в свободном состоянии	↑ Возрастает ←																													
Взаимодействие с кислородом воздуха	Быстро окисляются при обычной температуре															Медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании					Не окисляются									
Взаимодействие с водой	При обычной температуре выделяется H ₂ и образуется гидроксид															При нагревании выделяется H ₂ и образуется оксид					H ₂ из воды не вытесняют									
Взаимодействие с кислотами	Вытесняют водород из разбавленных кислот (кроме HNO ₃)															Не вытесняют водород из разбавленных кислот					Реагируют с конц. и разб. HNO ₃ и конц. H ₂ SO ₄ при нагревании					С кислотами не реагируют				
Нахождение в природе	Только в соединениях										В соединениях и в свободном виде										Главным образом в свободном виде									
Способы получения	Электролиз расплавов										Восстановление углем, оксидом углерода (II), алюмотермия; электролиз водных растворов солей																			
Окислительная способность ионов металлов	Li ⁺ K ⁺ Ca ²⁺			Na ⁺ Mg ²⁺			Al ³⁺			Mn ²⁺ Zn ²⁺			Cr ³⁺ Fe ²⁺ Ni ²⁺			Sn ²⁺ Pb ²⁺			(H ⁺) Cu ²⁺ Hg ²⁺			Ag ⁺ Pt ²⁺ Au ³⁺								
↑ Возрастает →																														



Металлами называют вещества, обладающие высокой электро- и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и металлическим блеском. В Периодической системе химических элементов металлы расположены левее и ниже условной разделительной линии, направленной от бора к астату. Наиболее типичные металлы расположены в начале периодов (элементы IA, IIA групп).

В химических соединениях металлы проявляют только положительные степени окисления и обладают восстановительными свойствами. Металлы вступают в реакции соединения и замещения.



Почему натрий и калий при реакции с водой часто загораются, а кальций реагирует с ней спокойно, без возгорания?



1. Как расположены металлы в Периодической таблице Д. И. Менделеева? Чем отличается строение атомов металлов от строения атомов неметаллов?
2. Наиболее ярко выраженные металлические свойства проявляет простое вещество, образованное атомами, строение электронной оболочки которых: а) 2,1; б) 2,8,1; в) 2,8,8,1; г) 2,8,18,8,1.
3. Изобразите электронную формулу атомов следующих элементов металлов: а) алюминия; б) кальция; в) цезия.
Покажите распределение электронов по орбиталям.
4. "Семь металлов создал свет по числу семи планет" (Солнце, Луна, Меркурий, Венера, Марс, Юпитер и Сатурн). Соотнесите названия планет и металлов: железо, ртуть, золото, серебро, свинец, олово и медь.
5. Каковы общие физические свойства металлов?
6. Расположите в ряд по возрастанию восстановительной способности следующие металлы: Fe, Cu, Na, Zn, Mg.
7. Напишите по одной формуле соединений металлов разных классов и назовите эти классы веществ.
8. Напишите уравнения реакций: а) цинка с серной кислотой; б) алюминия с хлором; в) магния с кислородом; г) алюминия с сульфатом меди.
9. Пользуясь рядом напряжений металлов и знаками "больше" (>) и "меньше" (<), укажите химически более активные металлы: а) Mg Zn; в) Cu Cr; б) Pb Fe; г) Na Al.
10. Медные пластинки опущены в растворы: а) $MgSO_4$; в) $HgSO_4$; б) $FeCl_2$; г) $AgNO_3$.
С какими солями будет реагировать медь? Напишите уравнения реакций.
- 1. При взаимодействии 6 г металла с водой выделилось 3,36 л водорода (н.у.). Определите этот металл, если он в своих соединениях двухвалентен.

Ответ: кальций.



- 2. Какой объем водорода (н.у.) выделится при взаимодействии 2,4 г магния с раствором серной кислоты массой 100 г и с массовой долей H_2SO_4 20%?
Ответ: 2,24 л.
- 3. Какая масса сульфида железа (II) образуется при взаимодействии 20 г железа и 8 г серы?
Ответ: 22 г (FeS).
- 4. Сколько граммов лития надо добавить к 100 г воды, чтобы получить 15%-ный раствор гидроксида лития?
Ответ: 4,55 г.
- 5*. Образец, содержащий Fe и FeO, взаимодействует с 3,36 л (н.у.) Cl_2 . На растворение такого же образца затрачен раствор соляной кислоты, содержащий 14,6 г HCl. Определите массу FeO в образце.
Ответ: 7,2 г.

Знаете ли вы?

В организме ионы металлов в виде соединений с белками переносятся кровью в определенные органы. Интересно, что каждый металл имеет "любимые" органы. Так, в костной ткани накапливаются свинец, бериллий, барий. Ртуть собирается в почках, мышьяк оседает в щитовидной железе, хром содержится в поджелудочной железе.

§ 22. ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ

Нахождение металлов в природе. Металлы в природе редко встречаются в свободном состоянии, главным образом они находятся в виде химических соединений (рис. 30). В виде самородков, т. е. в свободном состоянии, встречаются такие металлы, как золото и платина. Малоактивные металлы — серебро, медь, ртуть, олово встречаются как в виде самородков, так и в виде соединений. Более активные металлы можно найти только в виде соединений (схема 5).

Различна распространенность металлов в земной коре. Наиболее распространен алюминий, затем железо и далее кальций, натрий, калий, магний и титан. Содержание остальных металлов незначительно.

В недрах казахстанской земли найдены почти все металлы, имеющиеся в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. По запасам урана, вольфрама, цинка и бария наша страна занимает одно из первых мест в мире. Крупнейшие месторождения металлов (свинца, хрома, алюминия, золота, серебра,

Сегодня на уроке:

- Рассмотрим процессы получения металлов из руды.

Ключевые понятия

- нахождение металлов в природе
- руда
- металлургия
- пирометаллургия
- гидрометаллургия
- электрометаллургия



меди и др.) сосредоточены в основном на востоке, западе и в Центральной части Казахстана. Изучением месторождений полезных ископаемых страны занималась группа ученых под руководством академика К. И. Сатпаева.

Металлы содержатся в живых организмах и участвуют в важнейших жизненных процессах. В организме взрослого человека массовая доля неорганических веществ равна 6%, а эти вещества содержат металлы Mg, Ca, Na, K, Fe, Co, Mo и др. Ионы железа входят в состав гемоглобина крови. Ионы кобальта участвуют в процессах кроветворения. Недостаток того или иного металла в организме человека приводит к нарушениям в работе различных органов и серьезным заболеваниям. Недостаток кальция вызывает замедление роста скелета, магния — мышечные судороги, железа — анемию, нарушение иммунной системы и др. Особенно высока потребность человека в ионах натрия и калия, которые регулируют водный обмен в организме.



а)



б)



в)

Рис. 30. Минералы металлов:
а) медь; б) алюминий; в) железо

Каныш Имантаевич Сатпаев (1899—1964)

Известный ученый и общественный деятель. Организовал Академию наук Республики Казахстан и являлся ее первым президентом. К Сатпаев — ученый, внесший неоценимый вклад в развитие металлургии Казахстана. Он, разведав необъятные просторы нашей страны, открыл крупнейшие месторождения полезных ископаемых. В результате этого в число металлов, добываемых в республике, вошли золото, серебро, медь, цинк, олово, свинец, никель, кобальт, молибден, вольфрам и др.

В честь К.И. Сатпаева минерал, найденный при разработке руд ванадия в Каратау, назван *сатпаевит*.



Способы получения. Минералы и горные породы, содержащие металлы или их соединения, пригодные для промышленного получения металлов, называются *рудами*. Важнейшими рудами металлов являются их оксиды и соли (сульфиды, карбонаты и др.). Если руды содержат соединения двух или нескольких металлов, то они называются *полиметаллическими*. Например: медно-цинковые, свинцово-серебряные руды и др.

Получение металлов из руд — задача металлургии.

Металлургия — это наука о промышленных способах получения металлов из природного сырья. *Металлургией* также называют металлургическую промышленность.

Различают черную и цветную металлургию. К черной металлургии относится производство железа и его сплавов, а к цветной — производство всех остальных металлов и их сплавов.

Современная металлургия получает более 75 металлов и многочисленные сплавы на их основе. В зависимости от способов получения металлов различают *пирометаллургию*, *гидрометаллургию*, *электрометаллургию*.



а)

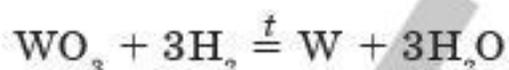


б)

Рис. 31. а) металлотермия; б) пирометаллотермия

Пирометаллургия занимает ведущее место в металлургии и объединяет группу методов получения металлов с помощью высокотемпературных реакций восстановления. В качестве восстановителей применяют водород, активные металлы, углерод и оксид углерода (II).

Металлы восстанавливают из их соединений водородом (водородотермия). Водородотермия используется для получения не очень активных металлов (медь, вольфрам, молибден):



Восстановление металлов из их соединений другими металлами, химически более активными, называется *металлотермией* (рис. 31, а). Эти процессы протекают также при высоких температурах. В качестве восстановителя применяют: алюминий, магний, калий, натрий и др. Если восстановителем является алюминий, то процесс называется соответственно *алюмотермией*, если магний — *магниотермией*. Методом алюмотермии получают хром, кальций, марганец, а методом магниотермии — цезий:



Сильными восстановительными свойствами, особенно при высокой температуре, обладают углерод (в виде кокса, сажи) и оксид углерода (II) (карботермия):

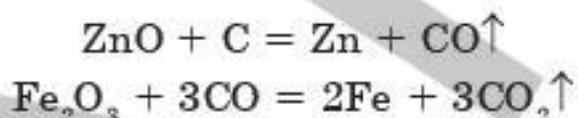
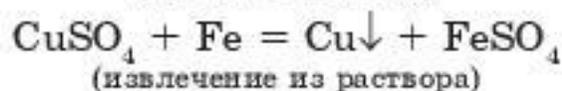
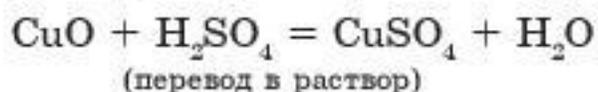


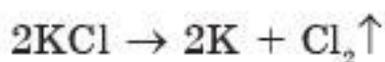
Рис. 32. Гидрометаллургия

Гидрометаллургия охватывает способы получения металлов из водных растворов их солей. При этом металл из руды сначала переводят в раствор, а затем из этого раствора его извлекают (рис. 32).

Так, например, получают медь:



Электрометаллургия — получение металлов с помощью электролиза (электрического тока). Так получают многие металлы, в первую очередь — щелочные, щелочноземельные и алюминий. Электролиз проводят с расплавами галогенидов (рис. 33):



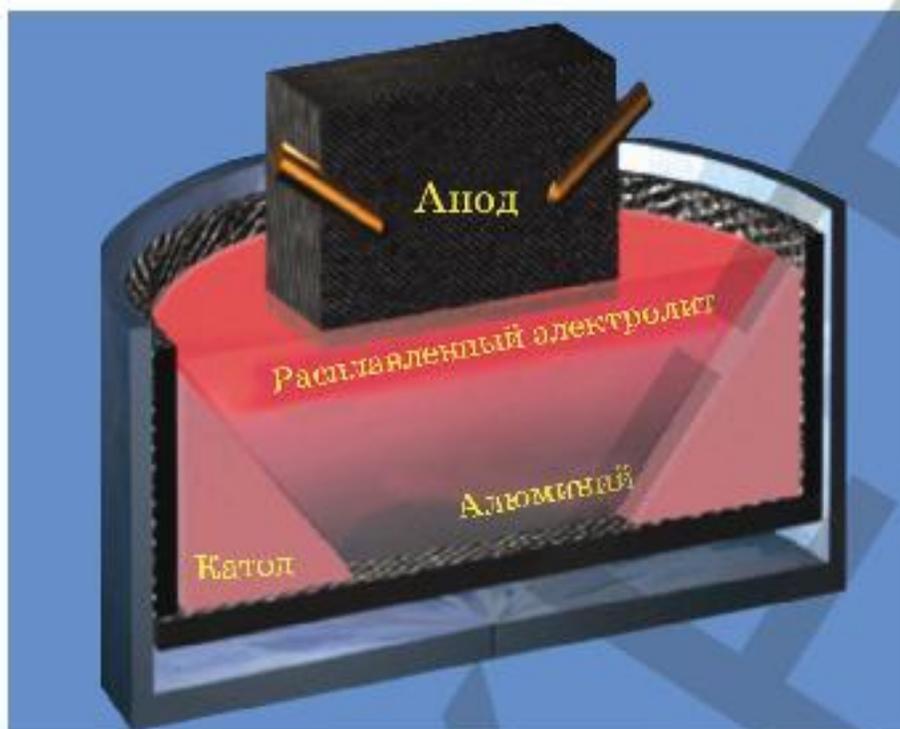


Рис. 33. Электрометаллургия

Как видим, в основе всех способов получения металлов из их соединений лежат окислительно-восстановительные процессы.



Минералы и горные породы, содержащие металлы или их соединения, пригодные для промышленного получения металлов, называются **рудами**. Важнейшими рудами металлов являются их оксиды и соли (сульфиды, карбонаты и др.). В зависимости от способов получения металлов различают: *пирометаллургию, гидрометаллургию, электрометаллургию*. В основе всех способов получения металлов из их соединений лежат окислительно-восстановительные процессы.



1. Укажите, какие металлы получают из их оксидов, какие из хлоридов: Fe, Mg, Ca, Na, Al, Ni, Cr. С чем это связано?
2. Напишите уравнения реакций восстановления железа из его оксидов (II и III) под действием: а) угля; б) оксида углерода (II); в) водорода. Составьте схемы перехода электронов.
3. Напишите уравнения реакций восстановления оксидом углерода (II): а) меди из Cu_2O ; б) кадмия из CdO ; в) марганца из Mn_2O_3 .
4. Составьте уравнения реакций получения алюмотермическим методом металлов из следующих оксидов: V_2O_5 ; MnO_2 ; MoO_3 ; TiO_2 . Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в данных реакциях.
5. Какие из приведенных металлов Zn, Fe, Mn, Cr, Cu, Ni, Mg можно получить из их оксидов: а) восстановлением водорода; б) алюмотермией; в) гидрометаллургией; г) электролизом растворов солей? Напишите уравнения соответствующих реакций.

1. При электролизе 585 г расплава хлорида натрия выделилось 112 л хлора Cl_2 . Сколько граммов натрия при этом образовалось?
Ответ: 230 г.
2. Сколько граммов кальция можно получить при электролизе расплава хлорида кальция массой 0,5 кг ?
Ответ: 180 г.
3. Для получения чистого титана используют восстановление TiCl_4 натрием. Сколько по массе TiCl_4 и Na надо взять для получения 960 г титана?
Ответ: 3800 г TiCl_4 и 1840 г Na.

Знаете ли вы?

Любопытно, какие металлы необходимы нашему мозгу. Так, необъяснимо относительно высокое содержание в головном мозге золота, таллия, олова и некоторых других элементов, которые на порядок превышают их содержание в других органах.

§ 23. СПЛАВЫ МЕТАЛЛОВ

Сегодня на уроке:

- Узнаем, что такое *сплав*, поймем его преимущество.
- Сравним состав и свойства чугуна и стали.

Ключевые понятия

- сплав
- чугун
- сталь

К характерным свойствам металлов относится взаимодействие их между собой и некоторыми неметаллами с образованием сплавов. *Сплавы* — это системы, состоящие из двух или более металлов, а также металлов и неметаллов.

Сплавы существенно отличаются от исходных металлов по физическим свойствам; комбинируя их состав, можно получить сплавы с нужными свойствами: легкоплавкие, жаростойкие, кислотостойкие и т. д. Например, высокой твердостью отличается сплав золота и серебра, в то время как сами металлы в индивидуальном состоянии сравнительно мягкие.

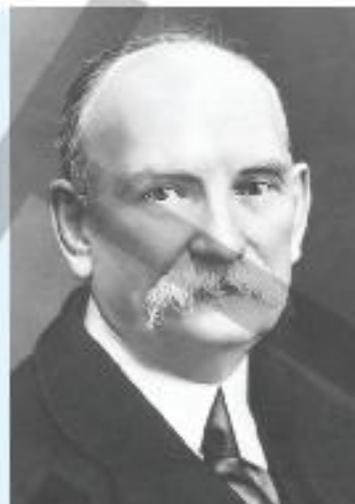
В технике широко используется легкоплавкий ($t_{\text{пл}}=144^\circ\text{C}$) сплав, в котором массовые доли кадмия Cd и висмута Bi равны соответственно 40% и 60%. Индивидуальные металлы имеют более высокие температуры плавления: 321°C (Cd) и 271°C (Bi). Латунь (сплав меди Cu и цинка Zn) значительно тверже, чем каждый из металлов по отдельности.

Изготовление сплавов основано на способности металлов в расплавленном состоянии взаимно растворяться и смешиваться с последующим затвердеванием при охлаждении.

В некоторых случаях расплавленные металлы реагируют друг с другом, образуя химические соединения, называемые *интерметаллидами*.

Николай Семенович Курнаков (1860—1941)

Русский ученый, академик. Изучил физико-химические методы анализа растворов и сплавов металлов, вывел новые методы изучения сплавов.



Приведем данные о составе и применении некоторых важнейших сплавов (табл. 17).

Таблица 17

Состав и применение некоторых важнейших сплавов

Латунь		Латунь — медно-цинковые сплавы разного состава, обычно содержащие $\approx 60\%$ меди и $\approx 40\%$ цинка. Медно-цинковые сплавы отличаются бóльшей твердостью, чем исходные металлы. Изготавливают приборы, детали машин, предметы домашнего обихода
Бронза		В состав бронзы входят медь, цинк, олово (иногда свинец). При сравнительно низкой температуре ($900\text{—}1000^\circ\text{C}$) плавления она обладает высокими механическими свойствами. Применяется для изготовления водопроводных кранов и зубчатых колес, для отливки художественных изделий (скульптур, украшений и др.), в электротехнике
Мельхиор		Сплав меди и никеля с добавками железа и марганца. Наибольшую твердость имеет сплав такого состава: 50% меди и 50% никеля. Его широко применяют для изготовления посуды и недорогих ювелирных и художественных изделий. Большинство современных монет серебристого цвета изготавливают из мельхиора (обычно 75% меди и 25% никеля с незначительными добавками марганца)

Дюралюминий		Сплав алюминия с небольшим количеством меди, марганца и магния. Обладая легкостью, он по твердости приближается к стали. Вследствие легкости и прочности эти сплавы находят применение в авиационной и автомобильной промышленности
Монпельметалл		Сплав, содержащий 70% Ni и 30% Cu. Используется для изготовления монет, различной аппаратуры и в химической промышленности
Чугун		В состав входят железо и углерод ($\omega(C) > 2\%$), а также содержит небольшие количества Si, Mn, S, P. Чугун используется там, где необходимо получить детали достаточной прочности. Недостаток чугуна — хрупкость
Сталь		Сплав железа с углеродом ($\omega(C) \approx 1-2\%$). Сталь, в отличие от чугуна, можно ковать, штамповать, прокатывать. В легированную сталь добавляют вольфрам для повышения твердости. Нержавеющая сталь содержит 74% Fe, 8% Cr, 8% Ni и др.
Нихром		Сплав Ni, Cr, Fe, Mn. Используется для изготовления спиралей в электрических нагревательных устройствах



В середине 2-го тыс. до н.э. племена, населявшие современный Казахстан, овладели производством бронзовых изделий. Найдены литейные мастерские, совершенствовалось изготовление изделий из сплавов различных металлов: орудий труда (ножи, серпы, косы, топоры), оружия (кинжалы, наконечники копий и стрел), украшений (бляхи, браслеты, бусы, гривны). Древние мастера эпохи бронзы хорошо владели техникой литья, чеканки, тиснения, шлифования, пиления и полировки.



1. Какие вы знаете распространенные в быту и технике сплавы металлов?
2. Почему на практике почти не применяется чистое железо?
3. Чем вызвана необходимость создания разнообразных сплавов?
4. Сплав какого металла используется в самолетостроении?
5. Как вы думаете, какой тугоплавкий металл придает сплавам жаропрочность?

- 1. При действии соляной кислоты на 500 г сплава серебра и магния выделился газ, объемом 112 л (н. у.). Найдите массу металла, растворившегося в кислоте, и массовые доли металлов в сплаве.

Ответ: $m(\text{Mg}) = 120 \text{ г}$, $\omega(\text{Mg}) = 24\%$, $\omega(\text{Ag}) = 76\%$.

§24. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ВЕЩЕСТВА ПО УРАВНЕНИЮ РЕАКЦИИ, ЕСЛИ ИЗВЕСТНА МАССА ДРУГОГО ВЕЩЕСТВА, СОДЕРЖАЩЕГО ОПРЕДЕЛЕННУЮ МАССОВУЮ ДОЛЮ ПРИМЕСЕЙ

Абсолютно чистых веществ в природе не встречается, каждое вещество наряду с основным компонентом включает то или иное количество примесей. Примесь (примеси) по сравнению с основным компонентом имеет иной состав, поэтому реагирует по-другому или вообще не вступает в химическую реакцию. Образец вещества, содержащий примеси, принято называть *техническим* (технически чистым). Его массу обозначают $m_{\text{техн.}}$, массу примесей — $m_{\text{прим.}}$, а массу основного (чистого) вещества — $m_{\text{чист.}}$. Следовательно, $m_{\text{техн.}} = m_{\text{чист.}} + m_{\text{прим.}}$. Содержание примесей в техническом образце указывается с помощью массовой доли, которую выражают в долях единицы или в процентах:

$$\omega_{\text{прим.}} = \frac{m_{\text{прим.}}}{m_{\text{техн.}}} \cdot 100\%.$$

Сумма массовых долей примесей и основного вещества равна:
 $\omega_{\text{прим.}} + \omega_{\text{чист.}} = 1(100\%).$

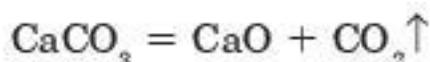
Если известна масса технического образца и массовая доля примесей, то массу основного компонента находят по формуле:

$$m_{\text{чист.}} = m_{\text{техн.}} \cdot \omega_{\text{чист.}} = m_{\text{техн.}} (1 - \omega_{\text{прим.}}).$$

Отсюда следует выражение для определения массы технического образца $m_{\text{техн.}} = \frac{m_{\text{чист.}}}{1 - \omega_{\text{прим.}}}$.

Задача 1. При разложении 50,0 г технического известняка получили 10 л (н.у.) углекислого газа. Найдите массовую долю (%) примесей в известняке.

Решение. Основным компонентом известняка является карбонат кальция, при техническом разложении которого и получается углекислый газ:



Сегодня на уроке:

- Научимся решать задачи на смеси.

Ключевые понятия

- смесь
- чистое вещество
- технический образец

По объему CO_2 находим $m(\text{CaCO}_3)$ в известняке:

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3); M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль},$$

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot 100; n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_2);$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m}; n(\text{CO}_2) = \frac{10 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,446 \text{ (моль)};$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,446 \cdot 100 = 44,6 \text{ (г)}. m_{\text{прим.}} = m_{\text{техн.}} - m_{\text{чист.}};$$

$$m_{\text{прим.}} = 50 - 44,6 = 5,4 \text{ (г)}; \omega_{\text{прим.}} = \frac{5,4}{50} = 0,108 \text{ (10,8\%)}.$$

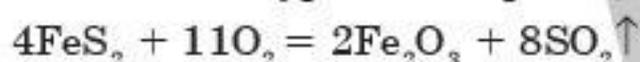
Ответ: 10,8%.

Задача 2. Какой объем сернистого газа (н.у.) можно получить при обжиге 240 г технического пирита, в котором массовая доля примесей равна 10%?

Решение. Находим $m(\text{FeS}_2)$ в техническом образце:

$$m(\text{FeS}_2) = m_{\text{техн.}} \cdot \omega(\text{FeS}_2) = 240 \cdot (1 - 0,1) = 216 \text{ г}.$$

Записываем уравнение реакции:



Далее решаем задачу обычным способом, например:

$$V(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \cdot V_m; \frac{n(\text{FeS}_2)}{4} = \frac{n(\text{SO}_2)}{8}; M(\text{FeS}_2) = 120 \text{ г/моль};$$

$$n(\text{SO}_2) = 2 n(\text{FeS}_2) = \frac{2 \cdot m(\text{FeS}_2)}{M(\text{FeS}_2)} = \frac{2 \cdot 216}{120} = 80,64 \text{ л}.$$

Ответ: 80,64 л.

Задача 3. Какая масса фосфорита, в котором массовая доля примесей равна 15%, потребуется для получения 31 г фосфора?

Решение. Составляем стехиометрическую схему процесса получения фосфора из фосфата кальция, который является основной составной частью фосфорита: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow 2\text{P}$; $M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310 \text{ г/моль}$; $M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль}$. Далее по $m(\text{P})$ находим $n(\text{P})$, а по стехиометрической схеме процесса — $n[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$ и $m[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$. $n(\text{P}) = m(\text{P})/M(\text{P}) = 31/31 = 1 \text{ моль}$, $n[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = 0,5 \cdot n(\text{P}) = 0,5 \text{ моль}$, $m[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = 0,5 \text{ моль} \cdot 310 \text{ г/моль} = 155 \text{ г}$.

Мы нашли массу чистого компонента, а массу технического образца находим по формуле:

$$m_{\text{техн.}} = \frac{m_{\text{чист.}}}{\omega_{\text{чист.}}} = \frac{m_{\text{чист.}}}{1 - \omega_{\text{прим.}}}$$

Получаем: $m_{\text{техн.}}[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = \frac{155}{1 - 0,15} = 182 \text{ г}$. Можно использовать и метод логических рассуждений. Поскольку по условию задачи массовая доля $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в образце равна $100\% - 15\% = 85\%$, составляем пропорцию:

$$155 \text{ г составляет } 85\%;$$



$x = m_{\text{техн.}}$ составляет 100%.

$$\text{Отсюда } x = m_{\text{техн.}} = 155 \cdot \frac{100}{85} = 182 \text{ (г).}$$

Ответ: 182 г.

•1. Известняк массой 11 г обработали избытком соляной кислоты. В результате реакции выделился газ объемом 2,24 л (н.у.). Определите массовую долю карбоната кальция в известняке.

Ответ: 91%.

•2. Какую массу кремния можно получить при взаимодействии 60 г кремнезема с 20 г кокса, содержащего 90% углерода, если выход продукта равен 90%?

Ответ: 18,9 г.

•3. Образец массой 15,6 г, состоящий из оксида и карбоната кальция, прокалили. В результате реакции выделился газ объемом 2,24 л (н.у.). Определите массовую долю оксида кальция в образце.

Ответ: 35,9%.

•4. На растворение смеси цинка и оксида цинка израсходовано 132,8 мл 20%-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$). Выделившийся после сжигания газ образует 3,6 г воды. Определите массовую долю металла в смеси.

Ответ: 44,5%.

•5. Углекислый газ, образовавшийся при сжигании 15 г угля, содержащего 20% негорючих примесей, пропущен через 480 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массы и массовые доли образовавшихся в растворе солей.

Ответ: 67,2 г и 12,82% NaHCO_3 ; 21,2 г и 4,04% Na_2CO_3 .

•6. При обработке образца фосфорита массой 50 г избытком концентрированной серной кислоты образовался твердый остаток массой 52,64 г. Рассчитайте, сколько массовых долей (в %) примесей содержится в данном образце фосфорита.

Ответ: 0,8.

•7. Для растворения образца технического карбоната кальция массой 200 г потребовалась 70%-ная азотная кислота объемом 202,7 мл (плотность 1,421 г/мл). Определите, сколько массовых долей примесей содержалось в образце карбоната.

Ответ: 19,8%.

•8. Массовая доля азота в удобрении составляет 14%. Весь азот входит в удобрение в составе мочевины $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Вычислите массовую долю мочевины в этом удобрении.

Ответ: 30%.

•9. Вычислите массу углерода, необходимого для полного восстановления 50 кг оксида железа (II), массовая доля примесей в котором 15%.

Ответ: 7,08 кг.

•10. В образце технического пирита массой 950 кг массовая доля примесей составляет 5,2%. Найдите массу примесей и массу пирита в техническом образце.

Ответ: 900,6 кг FeS_2 и 49,4 кг примесей.



Глава VII

ЭЛЕМЕНТЫ 1 (IA), 2 (IIА) И 13 (IIIА) ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

§ 25. ЭЛЕМЕНТЫ 1 (IA) ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Сегодня на уроке:

- Поймем общие свойства щелочных металлов на основе строения их атомов.

Общая характеристика. К элементам 1(IA) группы относятся щелочные металлы: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr. Гидроксиды этих металлов являются щелочами, именно по-

этому сами металлы получили название *щелочные*. Каждый период (кроме I) начинается с щелочного металла.

Наиболее важные из них в практическом отношении — *натрий* и *калий*. Схемы строения их атомов даны в таблице 18.

Таблица 18

Схемы строения атомов натрия и калия

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	Электронная формула и размещение электронов по орбиталям
Na	$^{23}_{11}\text{Na } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$
K	$^{39}_{19}\text{K } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^0$ $4s^1$

Строение атомов остальных щелочных металлов аналогично. Все они имеют один s-электрон на наружном электронном слое, и электронная конфигурация может быть представлена как ns^1 , где n — номер периода, в котором находится металл.

Ключевые понятия

- щелочные металлы
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства
- оксиды
- гидроксиды
- применение

Щелочные металлы в своих соединениях проявляют степень окисления, равную +1, являются сильными восстановителями. Общая химическая активность щелочных металлов усиливается в следующем порядке: Li, Na, K, Rb, Cs, т. е. восстановительные свойства металлов усиливаются в подгруппе сверху вниз.

Дэви Хэмфри (1778—1829)

В 1808 г. путем электролиза солей и щелочей английский ученый получил калий, натрий, барий, кальций, амальгаму стронция и магния. Имеет множество научных работ.



Щелочные металлы в зависимости от металла образуют оксиды состава R_2O , пероксиды различного состава, гидроксиды общей формулы ROH и гидриды, соответствующие формуле RH .

Нахождение в природе. Из-за своей активности металлы этой группы в свободном состоянии в природе не встречаются. Из соединений щелочных металлов широко распространены соединения калия и натрия, поэтому они относятся к числу восьми наиболее распространенных элементов земной коры (2,64 и 2,41% по массе соответственно). Огромное количество солей натрия содержится в морской воде. Минералы натрия очень разнообразны. Наиболее важные из них — галит $NaCl$ (поваренная или каменная соль), мирабилит или глауберова соль, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, натриевая селитра $NaNO_3$, криолит Na_3AlF_6 , бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ (рис. 34). Наибольшие запасы галита ($NaCl$) находятся в Прикаспийской низменности, Приаралье, по течению реки Иртыш. Много в Казахстане месторождений мирабилита ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$), крупные из них находятся в Алматинской, Кызылординской областях.

Соли калия имеют очень большое значение в жизни растений. Месторождения калийных солей сосредоточены в Западном Казахстане. Наиболее важными минералами калия являются сильвин KCl , сильвинит $NaCl \cdot KCl$, карналит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ и др. Соединения других щелочных металлов встречаются редко. Франций получен искусственно, радиоактивный металл мало исследован и не имеет практического применения.

Рубидий и цезий — редкие элементы. Их соединения используются для изготовления фотоэлементов, в медицине и органической химии.

Физические свойства. Натрий и калий представляют собой серебристо-белые металлы, очень мягкие, их можно резать ножом. Натрий и калий относятся к легким металлам ($\rho = 0,968 \text{ г/см}^3$,



а)



б)



в)

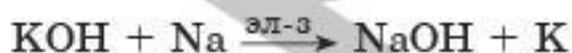
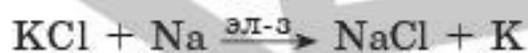
Рис. 34. Минералы натрия:
а) галит; б) лабрадор; в) глауберит

$\rho = 0,86 \text{ г/см}^3$ соответственно). Их хранят под слоем керосина или машинного масла.

Получение. Натрий получают электролизом расплавленного хлорида натрия, реже — гидроксида натрия:



В технике калий получают натрийтермическим методом из расплавленного хлорида или гидроксида по уравнениям:

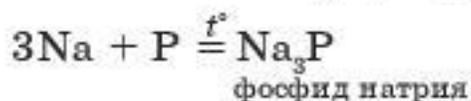
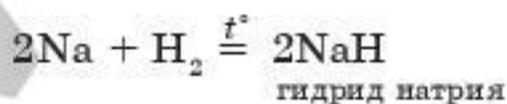
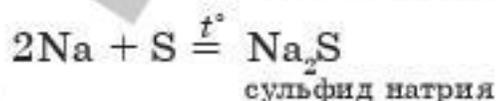
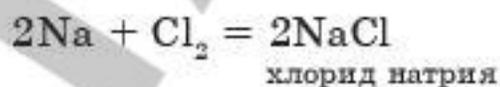


Химические свойства. Все щелочные металлы чрезвычайно реакционноспособны. Они сильные восстановители. Химические свойства щелочных металлов рассмотрим на примере натрия.

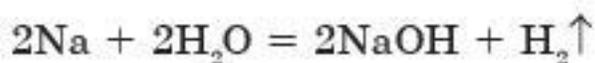
1. Взаимодействие с кислородом. При окислении натрия в недостатке кислорода при умеренном нагревании образуется оксид натрия:



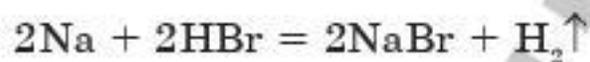
2. Натрий энергично взаимодействует со многими неметаллами, причем взаимодействие с фтором и хлором сопровождается воспламенением:



3. Натрий бурно взаимодействует с водой с образованием гидроксида натрия и выделением водорода:

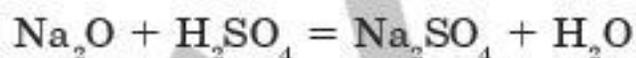
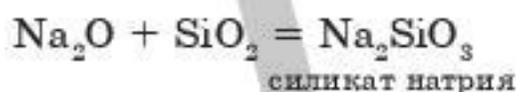
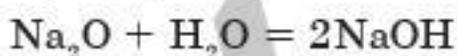


4. Очень активно происходит взаимодействие натрия с различными кислотами, например:



Наиболее важными его соединениями являются оксид натрия Na_2O , пероксид натрия Na_2O_2 , гидроксид натрия NaOH и различные соли.

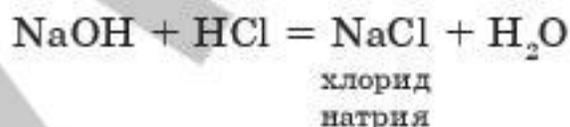
Оксид натрия является типичным основным оксидом. Он взаимодействует с водой с образованием гидроксида натрия, кислотами и кислотными оксидами, например:



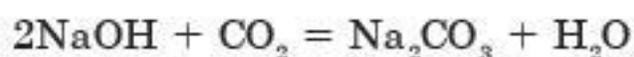
Гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода) представляет собой белое гигроскопичное твердое вещество. Если оставить кусочек едкого натра на воздухе, то он вскоре расплывается, так как притягивает влагу из воздуха. Едкий натр хорошо растворяется в воде, при этом выделяется большое количество теплоты. Раствор едкого натра мылок на ощупь. Гидроксид натрия — щелочь. Водный раствор гидроксида натрия окрашивает лакмус в синий, а фенолфталеин — в малиновый цвет.

Едкий натр сильно разъедает кожу и ткань: на коже могут появиться язвы, а на ткани — дырки. При работе с едким натром или его растворами нужно остерегаться, чтобы они не попали на руки, лицо или одежду.

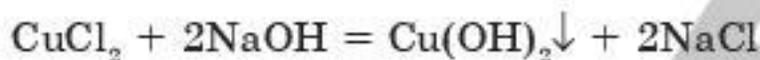
1. Гидроксид натрия вступает в реакцию нейтрализации со всеми кислотами с образованием соответствующей соли и воды, например:



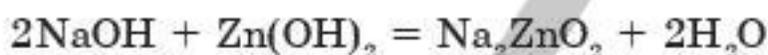
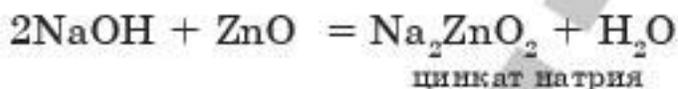
2. Гидроксид натрия реагирует также со всеми кислотными оксидами, образуя соль и воду:



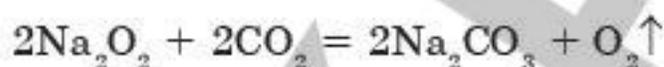
3. Едкий натр вступает в реакцию и со многими солями, образуя новое основание и новую соль, например:



4. Гидроксид натрия также взаимодействует с амфотерным оксидом и амфотерным гидроксидом, например:



◆ Пероксид натрия Na_2O_2 используется для отбеливания различных материалов, для регенерации кислорода в дыхательных приборах (например, в подводных лодках) по реакции:



Применение. Металлический натрий широко используется в препаративной химии и промышленности как сильный восстановитель, в том числе в металлургии. Натрий используется в производстве весьма энергоемких натриево-серных аккумуляторов. Изредка металлический натрий применяется в качестве материала для электрических проводов, предназначенных для очень больших токов.

Натрий также относится к жизненно важным элементам, ион натрия участвует в регуляции водного обмена и влияет на работу ферментов.

Гидроксид натрия используют в качестве реагента в химической промышленности, в производстве бумаги, искусственных волокон, для очистки нефти, масел и т. д.

Карбонат (Na_2CO_3) и *гидрокарбонат натрия* (NaHCO_3) относятся к многотоннажным продуктам химической промышленности, находят применение в различных отраслях химической, мыловаренной, бумажной, текстильной и пищевой промышленности.

Нитрат натрия (NaNO_3) применяют как удобрение, в производстве стекла, как консервант пищевых продуктов и т. д.

Хлорид натрия (NaCl) (*поваренная соль*) — древнейшее вкусовое и консервирующее средство. Его применяют в технике. В медицине применяют растворы хлорида натрия различной концентрации для инъекций, промывания ран, компрессов и т. д.

Цианид натрия (NaCN) пускают в дело при гидрометаллургическом способе выщелачивания золота из горных пород, а также при нитроцементации стали и в гальванотехнике (серебрение, золочение).

Хлорат натрия (NaClO_3) предназначен для уничтожения нежелательной растительности на железнодорожном полотне.

Батырбек Ахметович Беремжанов (1911—1985)

Доктор химических наук, профессор, член-корреспондент АН КазССР.

В 50-х годах XX в. руководил рядом экспедиций и проводил исследования соленых озер Прибалхашья. В результате исследований разработан способ обогащения мирабилита. На Балхашском металлургическом комбинате внедрил способ производства сульфида натрия. Провел работу по изысканию рациональных способов термического, кислотного методов переработки каратауских и актюбинских фосфоритов.



Гидроксид калия (KOH) применяют для получения мыла. Около 90% добываемых солей калия потребляются в качестве удобрений. Калий ускоряет процесс фотосинтеза и содействует накоплению углеводов в растениях.

Карбонат калия (K_2CO_3) содержится в золе растений, придает золе моющие свойства.

Хлорат калия ($KClO_3$) и *нитрат калия* (KNO_3) используют в пиротехнике. Ион калия играет важную роль в нормальном функционировании сердца, проведении нервных импульсов. *Перманганат калия* ($KMnO_4$), или марганцовка, используется в быту как дезинфицирующее средство и сильнейший окислитель в химии для осуществления многих химических процессов. Все соли калия (K^+) окрашивают пламя в фиолетовый цвет, а соли натрия (Na^+) — в желтый цвет.



Щелочные металлы расположены в главной подгруппе I группы (1A группе) периодической системы элементов. Гидроксиды этих металлов являются щелочами, именно поэтому сами металлы получили название щелочные. Они имеют электронную конфигурацию ns^1 . Щелочные металлы в своих соединениях проявляют степень окисления, равную +1, являются сильными восстановителями.

Из-за своей активности металлы этой группы в свободном состоянии в природе не встречаются. Общая химическая активность и восстановительные свойства щелочных металлов усиливаются от лития к цезию.

Щелочные металлы в зависимости от металла образуют оксиды состава R_2O , пероксиды различного состава, гидроксиды общей формулы ROH и гидриды, соответствующие формуле RH.



1. Какие металлы называют *щелочными*?
2. К каким группам металлов принадлежат щелочные металлы:
 - а) легким или тяжелым;
 - б) легко- или тугоплавким?
3. Каковы особенности электронного строения атомов щелочных металлов?
4. Назовите соединения щелочных металлов по их химическим формулам и напишите соответствующие химические реакции получения этих веществ: Li_2O , NaOH , NaN , KCl , K_2S , Li_3N , Na_3P .
5. Начертите схему строения атома рубидия *Rb*. Сравните ее со схемами натрия и цезия.
6. Сравните реакции щелочных металлов с водой и кислотами. Составьте уравнения соответствующих реакций и покажите переход электронов.
7. Металлический натрий и калий хранят под слоем керосина. Какие изменения произойдут с этими металлами, если их оставить на воздухе? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующую цепочку превращений:
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaN} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3$.
9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующую цепочку превращений:
 $\text{KCl} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KCl}$.
- 1. Образец неизвестного соединения содержит 4,6 г натрия, 0,2 г водорода, 2,4 г углерода и 9,6 г кислорода. Установите формулу неизвестного соединения X.
 Ответ: NaHCO_3 .
- 2. Щелочной металл массой 10 г растворили в воде. При этом выделилось 2,87 л (н.у.) водорода. Установите, какой металл был растворен.
 Ответ: калий.
- 3*. Щелочной металл массой 2,66 г поместили в избыток хлора. Полученное твердое вещество растворили в воде, к раствору добавили избыток раствора нитрата серебра. При этом выпал осадок массой 2,87 г. Какой металл был взят?
- 4*. Оксид натрия массой 12,4 г растворили в воде. Какой объем оксида углерода (IV), измеренный при нормальных условиях, потребуется для нейтрализации полученного гидроксида натрия, если необходимо получить кислую соль?
 Ответ: 8,96 л.
- 5. Имеется смесь карбоната и гидрокарбоната натрия. При прокаливании образца смеси 60 г выделилась вода массой 2,7 г. Определите массовую долю Na_2CO_3 и NaHCO_3 в смеси.
 Ответ: $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 58\%$; $\omega(\text{NaHCO}_3) = 42\%$.
6. Калий массой 54,6 г растворили в 450 мл воды. Определите массовую долю гидроксида калия, который образуется при этом.
 Ответ: 15,5%.
7. Установите формулу кристаллогидрата сульфита калия, если известно, что в навеске 70,4 г этого кристаллогидрата ($\text{K}_2\text{SO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) содержится 7,2 г воды.
 Ответ: $\text{K}_2\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.



1. Аппетитный розовый цвет колбасным изделиям придает нитрит натрия NaNO_2 . Однако избыток этого вещества является ядом!

2. Рекомендуемая доза натрия составляет для детей от 600 до 1700 мг, для взрослых — от 1200 до 2300 мг. В виде поваренной соли это составляет от 3 до 6 г в день. Переизбыток натрия вызывает отек ног и лица, а также повышенное выделение калия с мочой.

Максимальное количество соли, которое может быть переработано почками, составляет примерно 20—30 г, большее количество уже опасно для жизни.

3. Х. Дэви пострадал при открытии Na и K. Когда он поместил калий и натрий в воду, стал выделяться водород, который он ошибочно принял за кислород. Когда Дэви поджег этот газ, раздался взрыв, и он лишился глаза.

§ 26. ЭЛЕМЕНТЫ 2 (IIА) ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ. КАЛЬЦИЙ

К элементам главной подгруппы II группы относятся бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra.

На внешнем электронном слое всех элементов главной подгруппы II группы находятся два s-электрона, они имеют электронную конфигурацию ns^2 . Проявляют постоянную степень окисления +2, образуют оксиды состава RO и гидроксида $\text{R}(\text{OH})_2$. От бериллия к радью увеличиваются радиусы атомов элементов, соответственно, усиливаются их металлические и восстановительные свойства, а также основные свойства их оксидов и гидроксидов.

По распространенности в природе и по практической значимости важнейшими элементами являются кальций и магний. Схемы строения их атомов даны в таблице 19.

Сегодня на уроке:

- Рассмотрим общие характеристики элементов 2(IIА) группы и их соединений.

Ключевые понятия

- кальций
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства
- оксид
- гидроксид

Таблица 19

Схемы строения атомов магния и кальция

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	Электронная формула и размещение электронов по орбиталям
Mg	$^{24}_{+12}\text{Mg } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 2\bar{e}$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$
Ca	$^{40}_{+20}\text{Ca } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}, 2\bar{e}$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^0$ $4s^2$



а)



б)

Рис. 35. а) гипс; б) известняк

Соли кальция были известны человеку очень давно, но в свободном состоянии этот металл был получен английским ученым Г. Дэви только в 1808 г.

Нахождение в природе. Кальцию присуща большая химическая активность, поэтому он встречается в природе только в виде соединений. Наибольшая часть кальция встречается в виде силикатов и алюмосиликатов. Кроме того, широко распространены известняк и мел, основными компонентами которых являются минерал кальцит CaCO_3 , доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Соединения кальция широко распространены на территории Казахстана. Крупные месторождения фосфоритов находятся в горах Каратау и в Актюбинской области. Наша страна также богата запасами доломитов. Окристаллизованную форму кальцита называют *мрамором*, встречается она значительно реже. К широко распространенным минералам относятся ангидрит CaSO_4 и гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Кроме того, очень важными в промышленном отношении являются минералы флюорит CaF_2 и различные формы апатитов и фосфоритов $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (рис. 35). Соли кальция в большом количестве содержатся в почвах, природных водах (обуславливая жесткость воды).

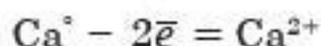
Кальций — распространенный макроэлемент в организме растений, животных и человека. В живых тканях человека и животных 1,4—2% Ca (по массовой доле). В организме человека и других позвоночных большая его часть содержится в скелете и зубах в виде фосфатов. Из карбоната кальция CaCO_3 состоят раковины и панцири многих беспозвоночных, яичная скорлупа и др.

В теле человека массой 70 кг содержание кальция — около 1,7 кг. Ионы кальция участвуют в процессах свертывания крови.

Получение кальция. Кальций получают в основном электролизом расплава хлорида кальция CaCl_2 .

Физические свойства. Кальций серебристо-белый, легкий ($\rho = 1,55 \text{ г/см}^3$), ковкий металл, который плавится при температуре 850°C . Он значительно тверже щелочных металлов (рис. 36).

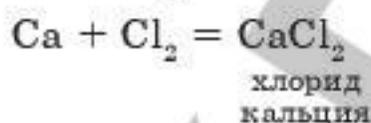
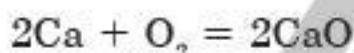
Химические свойства. Кальций — один из самых активных металлов, во всех реакциях участвует как сильный восстановитель:



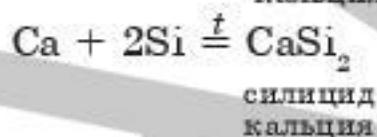
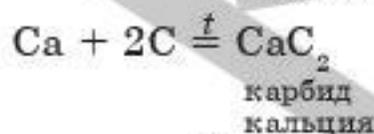
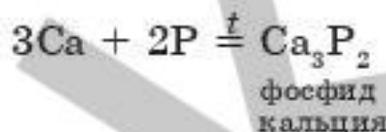
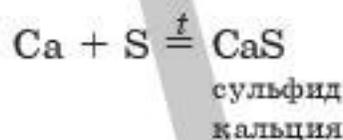
1. Взаимодействие с неметаллами. При обычных условиях он легко взаимодействует с кислородом воздуха и галогенами (воспламенение):



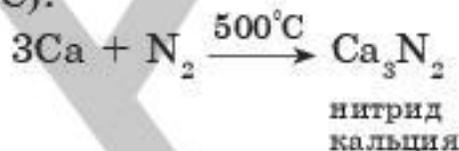
Рис. 36. Кальций



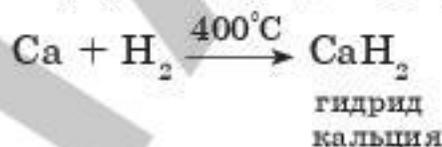
При нагревании легко реагирует с серой, фосфором, углеродом и кремнием:



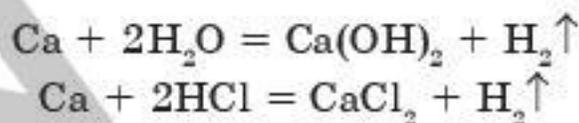
Кальций — один из немногих металлов, непосредственно реагирующих с азотом (500°C):



При нагревании в атмосфере водорода образуется гидрид кальция:



2. Взаимодействие с водой и кислотами с выделением водорода:

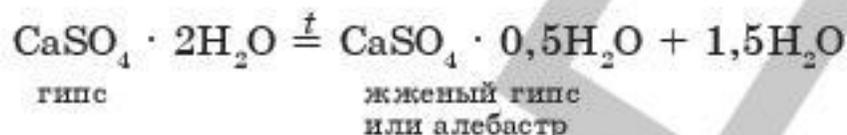


Важнейшие соединения кальция. Оксид кальция CaO (негашеная известь; жженая известь) — белое тугоплавкое вещество, очень гигроскопичное.

находят применение в аккумуляторных батареях и подшипниковых сплавах. Кальциевые гранулы задействованы также для удаления следов воздуха из электровакуумных приборов. Большое практическое значение имеет хлорная известь CaOCl_2 . Ее широко практикуют при отбеливании и дезинфекции.

Гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — дигидрат сульфата кальция. Используется в строительном деле; в медицине при переломах для изготовления гипсовых повязок.

При нагревании природного гипса до $150\text{—}180^\circ\text{C}$ получают жженный гипс или алебастр — $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$.



Алебастр в смеси с известью, песком и водой применяется в качестве штукатурки. Из чистого алебастра изготавливают художественные изделия, а в медицине его используют для накладывания гипсовых повязок.

Важную роль играют мел, мрамор, известняк. Из мрамора изготавливают прекрасные мраморные фигуры, отделывают строения. Известняк также используется в строительстве.

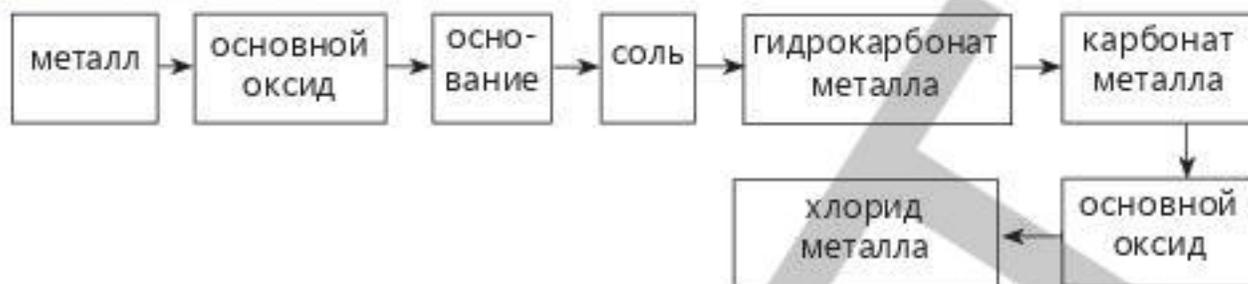


Все элементы главной подгруппы II группы имеют электронную конфигурацию ns^2 . Проявляют постоянную степень окисления +2. Образуют оксиды состава RO и гидроксида $\text{R}(\text{OH})_2$. От бериллия к радью увеличиваются радиусы атомов элементов, соответственно усиливаются их металлические и восстановительные свойства. Кальцию

присуща большая химическая активность, поэтому он встречается в природе только в виде соединений. Во всех реакциях кальций проявляет восстановительные свойства. Оксид и гидроксид кальция проявляют основные свойства.



1. На основе положения в Периодической системе химических элементов и представлений о строении атомов поясните, какие свойства магния и кальция являются общими. Составьте уравнения соответствующих реакций.
2. Под воздействием окружающей среды металлический кальций превращается в карбонат кальция. Составьте уравнения соответствующих реакций.
3. В периодической системе элементы кальций и калий расположены в одном периоде. Однако химические свойства кальция более близки к свойствам натрия, который находится в 3-м периоде. Объясните, почему?
4. Составьте генетический ряд кальция по предложенной схеме и запишите соответствующие уравнения реакций:



5. Составьте уравнения для цепочки химических превращений:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$
 \downarrow
 $\text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$
6. Составьте уравнения реакций для цепочки химических превращений:
 $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4$.
- 1. Неизвестный двухвалентный металл массой 60 г вступил в реакцию с 33,6 л (н. у.) фтора. Определите неизвестный металл.
Ответ: кальций.
- 2. Установите формулу соединения, массовые доли кальция, водорода, углерода и кислорода в котором соответственно равны: 24,69; 1,23; 14,814; и 59,26%.
Ответ: $\text{Ca(HCO}_3)_2$
- 3. Вычислите, сколько оксида магния образуется при разложении 42 г карбоната магния, если его выход составляет 85%.
Ответ: 17 г.
- 4*. Двухвалентный металл массой 4,8 г прореагировал с хлором. Образовавшийся хлорид растворили в воде. К раствору добавили избыток раствора AgNO_3 . Выпал осадок массой 57,4 г. Определите неизвестный металл.
Ответ: магний.

Знаете ли вы?

Недостаток в организме кальция вызывает ломкость костей — остеопороз. Для восполнения кальция необходимо есть молочные продукты, сыры.

Фторид кальция (флюорит) применяется в виде монокристаллов в оптике (астрономические объективы, линзы, призмы) и как лазерный материал.

§ 27. ЭЛЕМЕНТЫ 13 (IIIA) ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ. АЛЮМИНИЙ

Сегодня на уроке:

- Изучим алюминий и его соединения.

Строение. В Периодической системе алюминий находится в третьем периоде, в главной подгруппе третьей группы. Заряд ядра +13, электронное строение атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Почти во всех своих соединениях алюминий имеет степень окисления +3.

Нахождение в природе. Алюминий — третий по распространенности элемент на Земле и первый — среди металлов.



Встречается ли алюминий в природе в чистом виде? Почему?

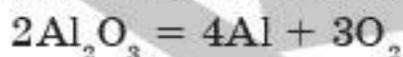
Важнейшие природные соединения алюминия представлены на рисунке 37.

Кристаллы корунда могут быть бесцветными и окрашенными в красный — рубин и синий — сапфир. Это полудрагоценные камни.

В нашей стране основным видом алюминиевого сырья являются бокситы. Казахстан по запасам алюминия (бокситов) занимает второе место после России среди стран СНГ. Крупные месторождения бокситов расположены на северо-востоке Сарыарки и в Торгайском прогибе.

Основным потребителем бокситового сырья Казахстана является Павлодарский алюминиевый завод (ПАЗ), где выплавляют металлический алюминий.

Получение. В промышленности алюминий обычно получают электролитическим разложением оксида алюминия:



По физическим свойствам это легкий ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$), серебристо-белый металл, хорошо проводит тепло и электрический ток, очень пластичен, его легко вытянуть в проволоку или раскатать в тончайшую фольгу. Плавится алюминий при температуре 660°C .

Ключевые понятия

- алюминий
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства
- соединение
- применение

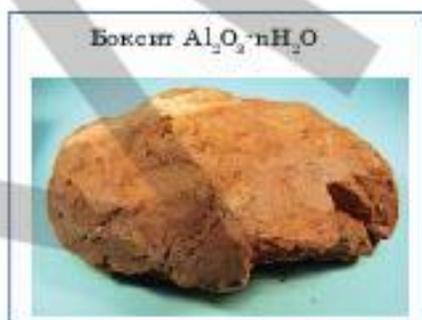


Рис. 37. Важнейшие природные соединения алюминия



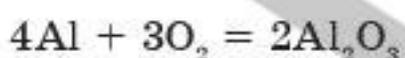
Алюминий, поступая в организм человека, вызывает расстройство нервной системы. При его избытке нарушается обмен веществ. Защитными средствами являются витамин С, соединения кальция, цинка.

Химические свойства. Как и положено металлам, атом алюминия в ходе химических реакций проявляет восстановительные свойства.

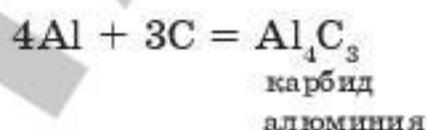
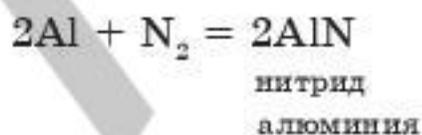
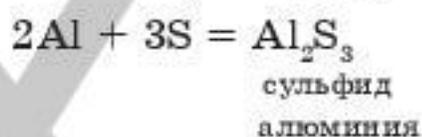
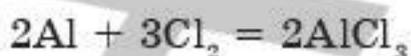
Алюминий активно взаимодействует с водой. Однако, налив воду в алюминиевый сосуд или даже вскипятив ее в этом сосуде, мы не замечаем признаков реакции. Причина в том, что на поверхности алюминия существует тонкая и очень прочная пленка из оксида алюминия Al_2O_3 . Если же опустить алюминиевую пленку в сосуд с водой и чем-либо процарапать пленку, то в этом месте можно увидеть мелкие пузырьки газа, а в воде появится белый студенистый осадок:



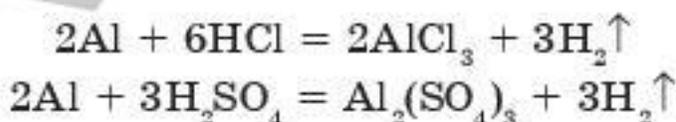
Наличие оксидной пленки говорит о том, что алюминий легко взаимодействует с кислородом. Если же алюминий измельчен до пылевидного состояния, то реакция может идти мгновенно — со взрывом и ослепительной вспышкой, поэтому эту реакцию вы можете наблюдать при горении фейерверков и бенгальских огней:



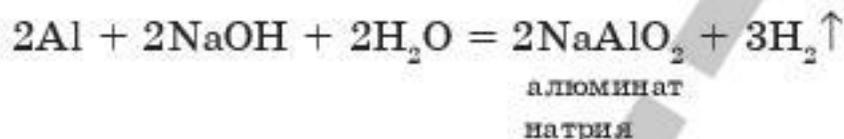
При нагревании алюминий может реагировать и с другими неметаллами:



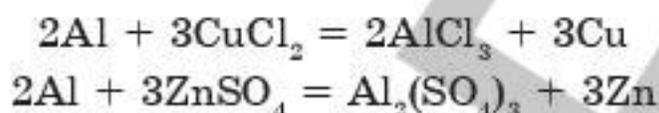
Алюминий обладает амфотерными свойствами, т. е. он взаимодействует и с растворами кислот и щелочей. Алюминий хорошо растворяется в разбавленных серной и соляной кислотах:



Концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют алюминий, образуя на поверхности металла плотную, прочную оксидную пленку, которая препятствует дальнейшему протеканию реакции, поэтому эти кислоты перевозят в алюминиевых цистернах. В водных растворах щелочей алюминий образует соли — алюминаты:



Алюминий — активный металл и может вытеснять менее активные металлы из растворов их солей:



По этой же причине алюминий может восстанавливать менее активные металлы из их оксидов:



Применение (рис. 38). Алюминий очень хорошо проводит электрический ток. По электропроводности он уступает лишь серебру и меди, поэтому из чистого алюминия изготавливают электропровода.

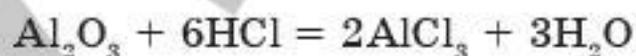
Алюминиевое покрытие хорошо защищает стальные и чугунные изделия от коррозии. Для этого поверхности таких изделий насыщают алюминием — алитируют.

Сплавы алюминия с медью, магнием, кремнием обладают легкостью и высокой прочностью, поэтому они используются в производстве авиатехники, в судостроении, автомобилестроении, изготовлении приборов, а также для получения некоторых металлов в свободном виде.

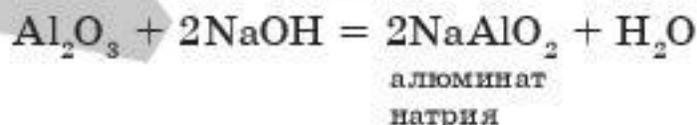
Так как алюминий очень пластичен, из него путем штамповки изготавливают различные бытовые изделия, в том числе посуду.

Важнейшие соединения алюминия. Оксид алюминия Al_2O_3 — твердое тугоплавкое ($t_{\text{пл}} = 2050^\circ\text{C}$) вещество белого цвета. Его получают сжиганием порошка алюминия.

Оксид алюминия — амфотерный оксид. Реагируя с кислотами, он проявляет свойства основных оксидов:



Как кислотный оксид, взаимодействует с растворами щелочей:



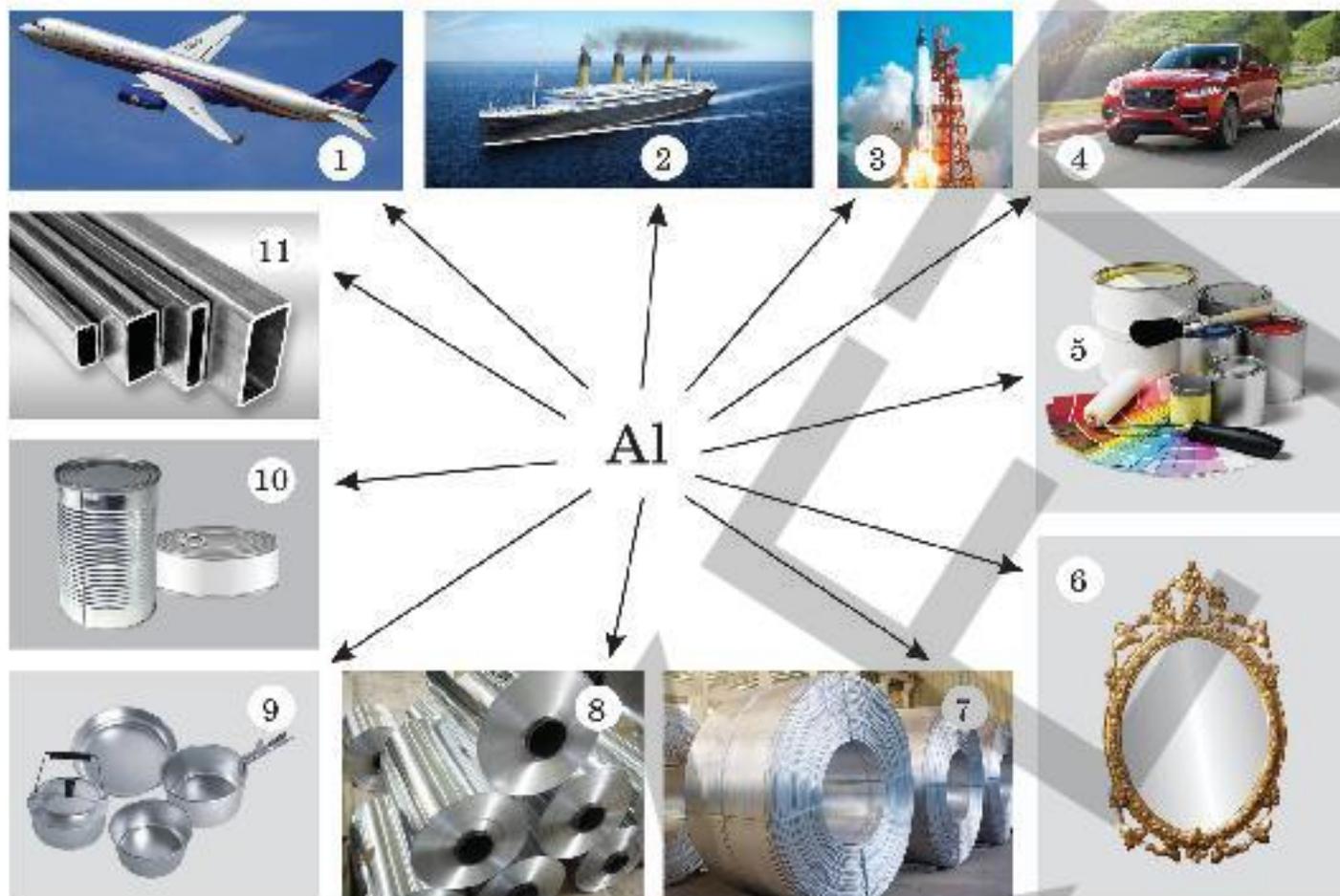
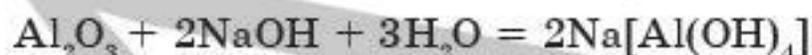


Рис. 38. Применение алюминия и его сплавов:

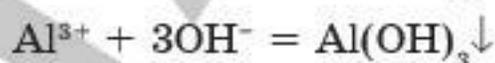
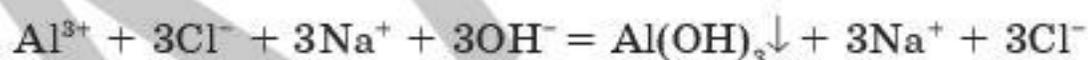
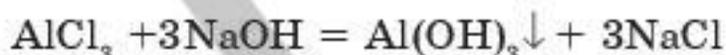
- 1 — самолетостроение; 2 — судостроение; 3 — ракетостроение;
 4 — автомобилестроение; 5 — краска; 6 — зеркала; 7 — провода;
 8 — фольга; 9 — посуда; 10 — консервные банки; 11 — алюминиевый профиль

В присутствии воды реакция протекает иначе:



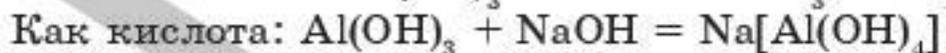
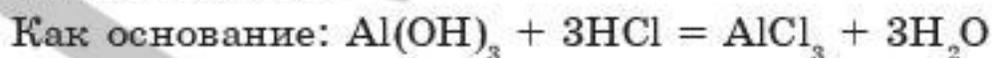
Тетрагидрооксоалюминат
натрия

Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ образуется при взаимодействии раствора щелочи с растворами солей алюминия:

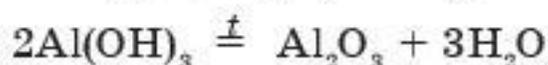


В результате этой реакции образуется желеобразная масса гидроксида алюминия, которая при высушивании превращается в белое кристаллическое вещество, не растворяющееся в воде.

Гидроксид алюминия, как и оксид алюминия, обладает амфотерными свойствами.



Как нерастворимый гидроксид при нагревании разлагается:



Соли алюминия получают при взаимодействии металлического алюминия с кислотами. Химические свойства солей алюминия аналогичны свойствам других солей.

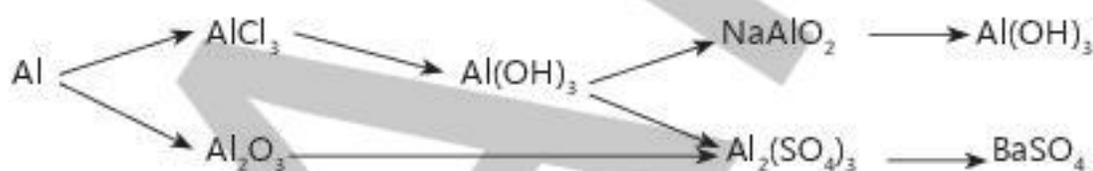


Алюминий является одним из широко распространенных элементов в природе, встречается только в виде соединений.

Алюминий имеет постоянную степень окисления +3. При комнатной температуре алюминий инертен, а при нагревании он реагирует со многими веществами. Алюминий, его оксид и гидроксид обладают амфотерными свойствами.



1. Почему алюминий в природе встречается только в соединениях? Поясните.
2. Какие природные соединения вы знаете и в каких целях их применяют?
3. Назовите месторождения алюминиевых руд в Казахстане.
4. Каким способом получают алюминий?
5. Как вы объясните несоответствие расположения алюминия в ряду активности металлов и его инертность?
6. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с: а) простыми веществами: бромом, фосфором, углеродом и азотом; б) со сложными веществами: водой, бромоводородной, угольной и азотной кислотами.
7. Осуществите следующие превращения:

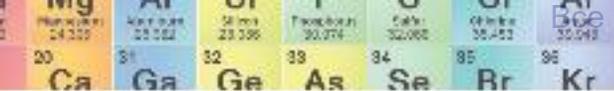


8. С какими из перечисленных веществ: NaOH , Na_2O , SO_3 , H_2SO_4 реагируют Al_2O_3 и $\text{Al}(\text{OH})_3$? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
9. На каких физических и химических свойствах основано применение в технике алюминия и его сплавов?
1. При восстановлении железа из 1 моль Fe_2O_3 методом алюминотермии выделяется 762 кДж теплоты. Определите количество теплоты, которое выделяется при восстановлении железа из 100 г Fe_2O_3 .
2. 10 г смеси меди и алюминия обработали соляной кислотой, при этом выделилось 6,72 л (н. у.) водорода. Определите состав смеси.

Ответ: 476 кДж.
 Ответ: $m(\text{Al}) = 5,4 \text{ г}$; $m(\text{Cu}) = 4,6 \text{ г}$; $\omega(\text{Al}) = 54\%$; $\omega(\text{Cu}) = 46\%$.

Знаете ли вы?

При сгорании алюминия в кислороде и фторе выделяется много тепла, поэтому его используют как присадку к ракетному топливу. Ракета "Сатурн" сжигает за время полета 36 т алюминиевого порошка. Идею использования металлов в качестве компонента ракетного топлива впервые высказал Ф. А. Цандер.



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

Взаимодействие кальция с водой, раствором кислоты

Реактивы: металлический кальций; вода; раствор фенолфталеина.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: фарфоровая чашка; штатив для пробирок; пробирки; фильтровальная бумага.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы. 1. В фарфоровую чашку (можно в чашки Петри) нальем воду и капнем несколько капель фенолфталеина, затем небольшой кусочек (с горошину) кальция осторожно обсушим фильтровальной бумагой и с помощью пинцета опустим в воду. Наблюдайте происходящую реакцию. 2. В пробирку налейте 2 мл соляной кислоты и опустите в нее маленький кусочек кальция. Сделайте вывод и составьте уравнение реакции.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9

Взаимодействие алюминия с растворами кислоты и щелочи

Реактивы: таблетки алюминия; растворы соляной или серной кислоты; раствор гидроксида калия или гидроксида натрия.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки и штатив для пробирок.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы. 1. Налейте в пробирку 2 мл соляной кислоты, опустите в нее таблетку алюминия. Что вы наблюдаете? Составьте уравнение реакции. 2. Налейте в пробирку 2 мл гидроксида натрия, опустите в нее таблетку алюминия. Что вы наблюдаете? Составьте уравнение реакции. Сделайте общий вывод о химических свойствах алюминия.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №4

Решение экспериментальных задач по теме "Металлы"

Реактивы: растворы сульфата натрия, хлорида бария, серной кислоты, соляной кислоты, нитрата серебра, гидроксида кальция, карбоната натрия (калия), гидроксида натрия (калия), таблетки магния, алюминия.

Химическая посуда и лабораторное оборудование: пробирки, штатив для пробирок.

Техника безопасности. Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

Ход работы. Опыт 1. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав сульфата натрия, хлорида бария. Напишите молекулярные и ионные уравнения проделанных реакций.

Опыт 2. Получите с помощью реакции обмена карбонат кальция и сульфат кальция, используя для этого растворы гидроксида кальция, серной кислоты и карбоната натрия (карбоната калия). Напишите молекулярные и ионные уравнения проделанных реакций.

Опыт 3. Исходя из магния, получите его хлорид, гидроксид и сульфат. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Исходя из алюминия, получите его хлорид, гидроксид, алюминат и сульфат. Напишите уравнения соответствующих реакций.

ГЛОССАРИЙ

Авогадро тұрақтысы	постоянная Авогадро	Avogadro constant
Айырылу	разложение	decomposition
Алифатты	алифатические	Aliphatic
Алициклді	алициклические	Alicyclic
Алкандар	алканы	Alkanes
Алкендер	алкены	Alkenes
Алкиндер	алкины	Alkynes
Аллотропия	аллотропия	allotropy
Алмаз	алмаз	diamond
Алмасу	обмен	exchange
Альдегидтер	альдегиды	Aldehydes
Амин тобы	аминогруппа	Amino group
Аминқышқылдары	аминокислоты	Amino acids
Аминосірке қышқылы (глицин, гликокол)	аминоуксусная кислота (глицин, гликокол)	Aminoacetic acid (glycine glycocoll)
Амфотерлі (екідайлы)	амфотерный	amphoteric
Ангидрид	ангидрид	anhydride
Ароматты көмірсутектер (арендер)	ароматические углеводороды (арены)	Aromatic hydrocarbons (arenes)
Атом	атом	Atom
Атом радиусы	атомный радиус	atomic radius
Ауыр су	тяжелая вода	heavy water
Ацетилен (этин)	ацетилен (этин)	Acetylene, ethyne
Аяқталған деңгей	завершенный уровень	full level
Бейметалл	неметалл	nonmetal
Бейтараптану	нейтрализация	Neutralization
Белсенді емес	неактивный	inactive
Бензин	бензин	Benzene
Бензол	бензол	Benzene
Битум	битум	Bitumen
Бірнегізді қышқыл	одноосновная кислота	Monobasic acid
Болат	сталь	steel
Бром суы	бромная вода	Bromine water
Бутан	бутан	Butane
Бутил	бутил	Butyl
Вакуумдық айдау	вакуумная перегонка	Vacuum distillation
Валенттік электрондар	валентные электроны	Valence electrons
Валенттілік	валентность	Valence
Вулканизация	вулканизация	Vulcanization
Газ	газ	Gas

Газойль	газойль	Gas oil
Газолин	газолин	Petrol; gasoline
Галогеналкандар (алкилгалогенидтер)	галогеналканы (алкилгалогениды)	Haloalkanes (alkyl halides)
Гексан	гексан	Hexane
Гексил	гексил	Hexyl
Гемоглобин	гемоглобин	Hemoglobin
Гептан	гептан	Heptane
Гептил	гептил	Heptyl
Гидратация	гидратация	hydration
Гидролиз	гидролиз	hydrolysis
Глицерин (глицерол, пропантриол 1,2,3)	глицерин (глицерол, 1,2,3-пропантриол)	Glycerine (glucerol, 1,2,3- propanetriol)
Глюкоза	глюкоза	Glucose
Гомогенді	гомогенный	homogeneous
Гомологтар	гомологи	Homologous
Гомологтық қатар	гомологический ряд	Homologous series
Графит	графит	graphite
Гудрон (сұйық асфальт)	гудрон (жидкий асфальт)	Goudron (liquid asphalt)
Гунд ережесі	правило Гунда	Hund's rule
Дара байланыс	одинарная связь	Single bond
Дегидратация	дегидратация	dehydrate
Дегидрлену	дегидрирование	dehydrogenation
Дейтерий	дейтерий	deuterium
Декан	декан	Decane
Деңгей	уровень	level
Деңгейше	подуровень	sublevel
Децил	децил	Decyl
Дизельдік жанармай	дизельное топливо	Diesel oil
Диполь	диполь	dipole
Дисахаридтер	дисахариды	Disaccharides
Диссоциация	диссоциация	Dissociation
ДНҚ дезоксирибонуклеин қышқылы	ДНҚ (дезоксирибонук- леиновая) кислота	DNA (deoxyribonucleic acid)
Екідайлы оксид	амфотерный оксид	amphoteric oxide
Екінегізді қышқыл	двухосновная кислота	diacid, dibasic acid
Еритін зат	растворимое вещество	Soluble substance, soluble

Ерімейтін зат	нерастворимое вещество	Insoluble substance
Жай орынбасу	простое замещение	single replacement
Жай, қарапайым	простой	simple
Жалпы формула	общая формула	General formula
Жанғыш	горючий	Flammable
Жану	горение	Burning
Желім	клей	Glue
Жұпсыз электрон	неспаренный электрон	unpaired electron
Изобутан	изобутан	Isobutene
Изомерия	изомерия	Isomerism
Изимерлер	изомеры	Isomers
Изотоп	изотоп	isotope
Индекс	индекс	index
Индикатор	индикатор	indicator
Иондану энергиясы	энергия ионизации	ionization energy
Иондық байланыс	ионная связь	Ionic bond
ИЮПАК	ИЮПАК	IUPAC
Карбоксилды топ	карбоксильная группа	Carboxyl group
Карбон қышқылдары	карбоновые кислоты	Organic (carboxylic) acids
Кварц	кварц	quartz
Кеңістіктік пішіні	пространственная форма	Space form
Кері реакция	обратная реакция	reverse reaction
Керосин	керосин	Kerosene
Коваленттік байланыс	ковалентная связь	Covalent bond
Коваленттік полюсті байланыс	ковалентная полярная связь	Polar covalent bond
Кокс газы	коксовый газ	Coke gas
Кокс	кокс	Coke
Көэффициент	коэффициент	coefficient
Көксағыз	каучуки	Rubber, caoutchouc
Көмір	уголь	Coal
Көмірлену	обугливание	Carbonization
Көмірсулар	углеводы	Polysaccharide
Көмірсутек	углеводороды	Hydrocarbons
Көміртек диоксиді (көмірқышқыл газы)	диоксид углерода (углекислый газ)	Carbon dioxide
Крахмал	крахмал	Starch
Кристалды	кристаллический	Crystalline
Күш	сила	force

Күшті қышқыл немесе негіз	сильная кислота или основание	Strong acid or base
Күшті	сильный	strong
Қайнау нүктесі	точка кипения	Boiling point
Қалқа	перегородки	Septa
Қаныққан (шекті) көмірсутектер	насыщенные (предельные) углеводороды	Saturated hydrocarbon
Қанықпаған (шексіз) көмірсутектер	ненасыщенные (непредельные) углеводороды	Unsaturated hydrocarbon
Қарапайым буын	элементарное звено	Elementary unit
Қатты зат	твердое вещество	Solid, solid substance
Қауіпті зат	опасное вещество	Dangerous substance
Қос байланыс	двойная связь	Double bond
Қос орынбасу	двойное замещение	double replacement
Қосылу	соединение	compound
Құм	песок	sand
Қыздыруға арналған пеш	печь для нагревания	Furnace
Қысқартылған иондық теңдеу	сокращенное ионное уравнение	net ionic equation
Қышқылдық тұз	кислая соль	acid salt
Қышқыл	кислота	acid
Қышқылдық оксид	кислотный оксид	acidic oxide
Лакмус	лакмус	Litmus, lacmus
Лактоза	лактоза	Lactose
Лигроин	лигроин	Naphtha
Мазут	мазут	Fuel oil
Майлар	жиры	Fat
Максималды толтыру	максимальная заполняемость	maximum fillability
Мальтоза	мальтоза	Maltose
Маргарин	маргарин	Margarine
Масса	масса	Mass
Металдық байланыс	металлическая связь	Metallic bond
Металл	металл	metal
Метан (құмырсқа) қышқылы	метановая (муравьиная) кислота	Methanoic (formic) acid
Метан	метан	Methane
Метанол	метанол	Methanol
Метил	метил	Methyl
Метилоранж	метилоранж	Methyl-orange
Молекула	молекула	Molecule

Молекулааралық күштер	межмолекулярные силы	intermolecular forces
Молекулалық масса	молекулярная масса	Molecular mass
Молекулалық теңдеу	молекулярное уравнение	molecular equation
Молекуланың сызықтық пішіні	линейная форма молекулы	Linear arrangement
Моль	моль	Mole
Мольдік көлем	молярный объем	Molar volume
Мольдік масса	молярная масса	Molar mass
Мономер	мономер	Monomer
Моносахаридтер	моносахариды	Monosaccharides
Мұнай	нефть	Oil
Негіз	основание	base
Негіздік оксид	основной оксид	basic oxide
Негіздік тұз	основная соль	subsalt
Нейтрон	нейтрон	neutron
Нәруыз	белок	Protein
Нонан	нонан	Nonane
Нонил	нонил	Nonyl
Нуклеин қышқылдары	нуклеиновые кислоты	Nucleic acids
Оксид	оксид	oxide
Октан саны	октановое число	Octane number
Октан	октан	Octane
Октил	октил	Octyl
Орбиталь	орбиталь	Orbital
Органикалық заттар	органические вещества	Organic compounds
Органикалық химия	органическая химия	Organic chemistry
Орта тұз	средняя соль	neutral salt
Орынбасу	замещение	substitution
Өнеркәсіпте алу	получение в промышленности	Receipt in industry
Өнімдер	продукты	Products
Өршіткі	катализатор	catalyst
Парафин майлары	парафиновые масла	Paraffin waxes
Парафиндер	парафины	Paraffin series
Пентан	пентан	Pentane
Пентил	пентил	Pentyl
Пептид	пептид	Peptide
Период	период	period
Периодтық заң	периодический закон	Periodic law
Периодтық кесте	периодическая таблица	periodic table

Пиролиз	пиролиз	Pyrolysis
Пластмассалар	пластмассы	Plastics
Полимер	полимер	Polymer
Полимерлеу	полимеризация	Polymerization
Полипептид	полипептид	Polypeptide
Полисахаридтер	полисахариды	Polysaccharides
Полиэтилен	полиэтилен	Polyethylene
Принцип, қағида	принцип	principle
Пропан	пропан	Propane
Пропен (пропилен)	пропен (пропилен)	Propene ,propylene
Пропил	пропил	Propyl
Протон	протон	proton
Радикал	радикал	Radical
Реагенттер	реагенты	Reactants
Реакция түрлері	типы реакций	types of reactions
Резеңке	резина	Gum, rubber
Рим саны	римская цифра	roman number
РНҚ (рибонуклеин) қышқылы	РНҚ (рибонуклеиновая) кислота	RNA (ribonucleic acid)
Саз, балшық	глина	argilla, clay
Салыстырмалы атомдық масса	относительная атомная масса	Relative atomic mass
Сапалық реакция	качественная реакция	Qualitativ ereaction
Сахароза	сахароза	Sucrose, saccharose
Сілті	щелочь	alkali
Сілтілік металл	щелочной металл	alkali metal
Сілтілік жер металы	щелочно-земельный металл	alkaline-earth metal
Спин	спин	spin
Спирттер	спирты	Alcohols
Су	вода	water
Суды дистильдеу	дистилляция воды	water distillation
Сұйық зат	жидкость	Liquid
Табиғи газ	природный газ	Natural gas
Табиғи топ	семейства	families
Тазарту	ректификация	Rectification
Талшық	волокно	Fibre
Температура	температура	Temperature
Тетраэдрлік құрылым	тетраэдрическая структура	Tetrahedron structure
Толтырылған (аяқталған)	заполнен (завершен)	full

Толық иондық теңдеу	полное ионное уравнение	complete ionic equation
Топ	группа	group
Тотығу	окисление	oxidation
Тотықсыздандырғыш	восстановитель	reducer, reductant, regenerator, revivifier
Тотықсыздану	восстановление	reduction
Тритий	тритий	tritium
Тура реакция	прямая реакция	forward reaction
Түссіз	бесцветный	Colourless
Тұз түзбейтін оксид	несолеобразующий оксид	neutral oxide
Тұз	соль	Salt
Тұтқыр	вязкий	viscosity
Ұяшық, тор	ячейка	cell
Фенолфталеин	фенолфталеин	Phenolphthalein
Физикалық қасиеттері	физические свойства	Physical properties
Формалин	формалин	Formalin
Фотосинтез	фотосинтез	Photosynthesis
Фракция	фракция	Fraction
Фракциялық айдау	фракционная перегонка	Fractional distillation
Фруктоза	фруктоза	Fructose
Фуллерен	фуллерен	fullerene
Функционалдық топ	функциональная группа	Functional group
Химиялық қасиеттері	химические свойства	Chemical property
Химиялық формула	химическая формула	chemical structure
Хлорофилл	хлорофилл	Chlorophyll
Хлороформ	хлороформ	Chloroform
Целлюлоза	целлюлоза	Cellulose
Шойын	чугун	cast iron
Шыны, өйнек	стекло	glass
Экзотермиялық реакция	экзотермическая реакция	Exothermic reaction
Электрон	электрон	electron
Электрондық конфигурация	электронная конфигурация	Electron (s) configuration of
Электртерістілік	электроотрицательность	electronegativity
Эмпирикалық формула	эмпирическая формула	The empirical formula
Эндотермиялық реакция	эндотермическая реакция	Endothermic reaction
Этан	этан	Ethane
Этанол	этанол	Ethanol

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
Глава I. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ	
§ 1. Сущность теории электролитической диссоциации.....	4
§ 2. Механизм электролитической диссоциации.....	8
§ 3. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей	14
§ 4. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты....	16
§ 5. Основные положения теории электролитической диссоциации. Свойства ионов.....	19
§ 6. Реакции ионного обмена	22
§ 7. Свойства оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации.	27
§ 8. Свойства кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации	30
§ 9. Свойства солей с точки зрения теории электролитической диссоциации	34
§ 10. Гидролиз солей	38
Лабораторная работа № 1. Определение pH растворов кислот, щелочей	43
Лабораторная работа № 2. Гидролиз солей.....	44
Практическая работа № 1. Реакции обмена между растворами электролитов	—
Глава II. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	
§ 11. Качественные реакции на катионы.....	46
§ 12. Качественные реакции на анионы.....	50
§ 13. Решение задач по уравнениям реакций, если одно из реагирующих веществ взято в избытке	53
Лабораторная работа № 3. Определение катионов Li^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Cu^{2+} по окрашиванию пламени	56
Лабораторная работа № 4. Качественные реакции на катионы Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} взаимодействием со щелочами.....	—
Лабораторная работа № 5. Определение анионов Cl^- , Br^- , I^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^- , SiO_3^{2-} в водных растворах	57
Практическая работа № 2. Качественный анализ состава неорганического соединения	58
Глава III. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	
§ 14. Скорость химических реакций.....	59
§ 15. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.....	61
§ 16. Катализаторы. Ингибиторы	63
Лабораторная работа № 6. Влияние температуры, концентрации и размера частиц на скорость реакции	65
Практическая работа № 3. Влияние катализатора на скорость реакции	—
Глава IV. ОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ	
§ 17. Обратимость и необратимость химических реакций. Химическое равновесие ..	66
§ 18. Условия смещения химического равновесия.....	68
Лабораторная работа № 7. Смещение химического равновесия	71
Глава V. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	
§ 19. Степень окисления	72
§ 20. Окислительно-восстановительные реакции	76
Глава VI. МЕТАЛЛЫ И СПЛАВЫ	
§ 21. Общая характеристика металлов.....	81
§ 22. Получение металлов	89
§ 23. Сплавы металлов.....	94

§ 24. Решение задач на вычисление массы вещества по уравнению реакции, если известна масса другого вещества, содержащего определенную массовую долю примесей.....	97
---	----

**Глава VII. ЭЛЕМЕНТЫ 1 (IA) , 2 (IIA) И 13 (IIIA)
ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЯ**

§ 25. Элементы 1 (IA) группы и их соединения	100
§ 26. Элементы 2 (IIA) группы и их соединения. Кальций.....	107
§ 27. Элементы 13 (IIIA) группы и их соединения. Алюминий.....	112
Лабораторная работа №8. Взаимодействие кальция с водой, раствором кислоты ..	118
Лабораторная работа №9. Взаимодействие алюминия с растворами кислоты и щелочи	—
Практическая работа №4. Решение экспериментальных задач по теме “Металлы”	—
Приложение.....	119
Глоссарий.....	120



Учебное издание

**Оспанова Мейрамкуль Кабылбековна
Аухадиева Кырмызы Сейсенбековна
Белюсова Татьяна Геннадьевна**

ХИМИЯ

Часть 1

Учебник для 9 классов общеобразовательных школ

Редактор *С. Родионова*
Худож. редактор *А. Акыл*
Техн. редактор *И. Тарапунец*
Корректор *З. Рахимбаева*
Компьютерная верстка *Ч. Рузиевой*

Государственная лицензия № 0000001 выдана издательству
Министерством образования и науки Республики Казахстан
7 июля 2003 года

ИБ № 5823

Подписано в печать 22.05.19. Формат 70×100¹/₁₆. Бумага офсетная.
Гарнитура “SchoolBook Kza”. Печать офсетная. Усл. печ. л. 10,32 + 0,32 форзац.
Усл. кр.-отт. 43,21. Уч.-изд. л. 6,24 + 0,54 форзац. Тираж 75000 экз. Заказ №

Издательство “Мектеп”, 050009, г. Алматы, пр. Абая, 143
Факс: 8(727) 394-37-58, 394-42-30 Тел.: 8(727) 394-41-76, 394-42-34
E-mail: mektep@mail.ru Web-site: www.mektep.kz