

РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ  
УНИВЕРСИТЕТ – МСХА ИМЕНИ К. А. ТИМИРЯЗЕВА



С. Л. Белопухов, И. И. Дмитриевская,  
С. Э. Старых, Н. М. Пржевальский,  
О. В. Елисеева, А. В. Бочкарев

# ХИМИЯ

СБОРНИК ИНФОРМАЦИОННО-  
СПРАВОЧНЫХ МАТЕРИАЛОВ  
К ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИМ  
ЗАНЯТИЯМ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ



• ПРОСТЕКТ •

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ • УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ • УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ  
УНИВЕРСИТЕТ – МСХА ИМЕНИ К. А. ТИМИРЯЗЕВА

С. Л. Белопухов, И. И. Дмитриевская,  
С. Э. Старых, Н. М. Пржевальский,  
О. В. Елисеева, А. В. Бочкарев

# ХИМИЯ

СБОРНИК ИНФОРМАЦИОННО-  
СПРАВОЧНЫХ МАТЕРИАЛОВ  
К ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИМ  
ЗАНЯТИЯМ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ



Электронные версии книг на сайте  
**[www.prospekt.org](http://www.prospekt.org)**



• ПРОСПЕКТ •

Москва  
2019

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

X46

Электронные версии книг  
на сайте [www.prospekt.org](http://www.prospekt.org)

**Авторы:**

Белопухов С. Л., Дмитриевская И. И., Старых С. Э., Пржевальский Н. М., Елисеева О. В.,  
Бочкарев А. В.

**Рецензенты:**

Осипова Л. В. — доктор сельскохозяйственных наук;

Дайдакова И. В. — кандидат химических наук, доцент.

X46 Химия: сборник информационно-справочных материалов к лабораторно-практическим занятиям : учебное пособие. — Москва : Проспект, 2019. — 128 с.

ISBN 978-5-392-29711-5

DOI 10.31085/9785392297115-2019-128

Учебное пособие состоит из двух разделов, включающих химический словарь и приложения справочных величин по химии. Основная задача пособия — возможность приобретения теоретических основ терминологии по химии и использования химических справочных величин для выполнения расчетов по химии.

Предназначено для студентов, обучающихся по направлениям 35.03.03 «Агрохимия и агропочвоведение», 35.03.04 «Агрономия», 35.03.05 «Садоводство», 35.03.07 «Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции».

Также может быть рекомендовано для студентов, обучающихся по направлениям подготовки 35.03.01 «Лесное дело», 05.03.06 «Экология и природопользование», 05.03.04 «Гидрометеорология», 19.03.01 «Биотехнология», 06.03.01 «Биология», 36.03.01 «Ветеринарно-санитарная экспертиза», 36.03.02 «Зоотехния», 36.05.01 «Ветеринария», 35.03.10 «Ландшафтная архитектура», 19.03.02 «Продукты питания из растительного сырья», 19.03.03 «Продукты питания животного происхождения», 38.03.07 «Товароведение».

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

*Рекомендовано к изданию методической комиссией факультета почвоведения,  
агрохимии и экологии РГАУ — МСХА имени К. А. Тимирязева.*

*Учебное издание*

**Белопухов Сергей Леонидович,  
Дмитриевская Инна Ивановна,  
Старых Светлана Эдуардовна и др.**

**ХИМИЯ**

**СБОРНИК ИНФОРМАЦИОННО-СПРАВОЧНЫХ МАТЕРИАЛОВ  
К ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ**

**Учебное пособие**

Подписано в печать 04.06.2019. Формат 60×90 <sup>1</sup>/<sub>16</sub>.  
Печать цифровая. Печ. л. 8,0. Тираж 1000 (1-й завод 100) экз. Заказ №

ООО «Проспект»

111020, г. Москва, ул. Боровая, д. 7, стр. 4.

ISBN 978-5-392-29711-5

DOI 10.31085/9785392297115-2019-128

© Коллектив авторов, 2019

© ООО «Проспект», 2019

**RUSSIAN STATE AGRARIAN UNIVERSITY  
MOSCOW TIMIRYAZEV AGRICULTURAL ACADEMY**

**S. L. Belopukhov, I. I. Dmitrevskaya,  
S. E. Sarykh, N. M. Przhevalsky,  
O. V. Eliseeva, A. V. Bochkarev**

# **CHEMISTRY**

**COLLECTION OF INFORMATION  
AND REFERENCE MATERIALS  
FOR LABORATORY AND PRACTICAL  
STUDIES**

**TEXTBOOK**



• PROSPEKT •

---

Moscow  
2019

***Authors:***

**Belopukhov S. L., Dmitrevskaya I. I., Starykh S. E., Przhevalsky N. M., Eliseeva O. V., Bochkarev A. V.**

***Reviewers:***

**Osipova L. V.** — Doctor of Agricultural Sciences;

**Daidakova I. V.** — Candidate of Chemical Sciences, Associate Professor.

Chemistry: Collection of Information and Reference Materials for Laboratory and Practical Studies : Textbook. — Moscow : Prospekt, 2019. — 128 p.

ISBN 978-5-392-29711-5

DOI 10.31085/9785392297115-2019-128

The textbook consists of two sections, including a chemical dictionary and chemical reference values applications. The main goal of the textbook is the opportunity for students to acquire theoretical basis of chemistry terminology and use of chemical reference values to perform calculations in chemistry.

The textbook is intended for students studying in chemical specialties.

## ХИМИЧЕСКИЙ СЛОВАРЬ

### А

**Абиогенез** — теория возникновения жизни из веществ неорганического происхождения.

**Абиотические факторы среды** (от греч. а — частица отрицания и bios — жизнь) — факторы неживой внешней среды, влияющие на жизнь и распространение животных и растений или биоценозов: температура, влажность, свет, химизм, плотность, давление среды и т.п.

**Абсолютная влажность** — количество водяного пара в единице объема воздуха, г/см<sup>3</sup>. Иногда А.в. называется упругостью водяного пара.

**Абсорбция** — процесс объемного поглощения одного вещества другим, то есть во всем объеме сорбента — вещества-поглотителя.

**Автокатализ** — ускорение реакции, обусловленное накоплением конечного или промежуточного продукта, обладающего каталитическим действием в данной реакции.

**Агрегат** (от лат. aggrego — присоединяю, включаю) — 1. Скопления одного или нескольких минералов, образующие горную породу, руду, сферолит, друзу и др. А. могут быть плотными, рыхлыми, землистыми, зернистыми, игольчатыми, шестоватым, сплошными, скорлуповатыми, натечными и т.д. 2. Трехмерное естественное образование, представляющее собой плотное скопление элементарных частиц определенной формы. В микроморфологии — основная единица сложения.

**Агрономия** — наука, изучающая совокупность знаний и приемов ведения сельскохозяйственного производства, то есть комплекс теоретической базы полеводства и практических приемов по возделыванию сельскохозяйственных культур, принципов их переработки. В настоящее время агрономия включает множество разделов, таких как: земледелие, агрохимия, агрофизика, растениеводство, семеноводство, генетика и селекция, мелиорация, фитопатология и т.д.

**Агрохимия, агрономическая химия** — наука, изучающая химические и биохимические процессы, протекающие в почве и растениях, минеральное питание растений, применение удобрений и приемы мелиорации с целью улучшения плодородия почв, повышения урожайности сельскохозяйственных культур.

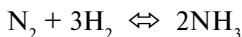
**Адгезия** — явление соединения приведенных в контакт поверхностей конденсированных фаз.

**Адсорбция** — процесс концентрирования одного вещества на поверхности другого вещества — адсорбента. Адсорбция происходит на межфазных поверхностях, адсорбироваться могут любые вещества.

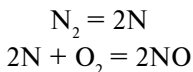
**Азот** — химический элемент главной подгруппы V группы периодической системы: порядковый номер — 7, атомная масса — 14 а.е.м. При нормальных условиях азот, как простое вещество, это газ, состоящий из двухатомных молекул,  $N_2$ , без цвета, без вкуса, без запаха, не поддерживает горение. Объемная доля азота в воздухе в тропосфере равна 78,09%,  $T_{\text{кип.}} = -196^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{пл.}} = -210^\circ\text{C}$ , в воде азот мало растворим. Электронная структура атома азота:  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Степени окисления азота в соединениях: от  $-3$  ( $NH_3$ ,  $NH_4Cl$ ) до  $+5$  ( $N_2O_5$ ,  $HNO_3$ ,  $NaNO_3$ ), наиболее устойчивая степень окисления 0 ( $N_2$  — молекулярный азот, диазот). Молекула азота очень прочная, энергия диссоциации  $N_2$  равна 945 кДж/моль. При температуре  $3000^\circ\text{C}$  степень диссоциации молекулярного азота на атомы составляет около 0,1%. Молекулы азота между собой связаны слабыми Ван-дер-Ваальсовыми силами. В молекуле азота очень прочная тройная связь (одна  $\sigma$ -связь и 2  $\pi$ -связи), что является причиной его низкой реакционной способности. В природе молекулярный азот могут переводить в соединения азотфиксирующие бактерии. Азот является одним из основных элементов, необходимых живым организмам и растениям. Он входит в состав аминокислот, белков, нуклеиновых кислот, играющих важную роль в обмене веществ. Азот входит в состав хлорофилла, фосфатидов, алкалоидов, ферментов и других органических веществ растительных клеток.

#### Химические свойства:

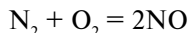
1. Взаимодействие с водородом — получение аммиака при температуре  $450\text{--}500^\circ\text{C}$  и давлении около 30 МПа:



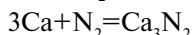
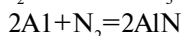
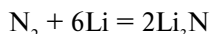
2. Взаимодействие с кислородом — получение оксида азота (II). Реакция идет только после активации в плазме электрического разряда (молния):



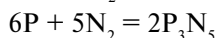
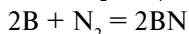
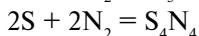
Суммарное уравнение реакции:



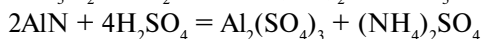
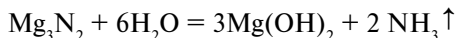
3. Взаимодействие с металлами — при обычных температурах только с литием. При повышенных температурах (более 400 °С) со щелочноземельными металлами и алюминием. Полученные вещества называют нитридами:



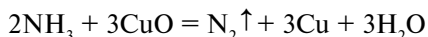
4. Азот окисляет некоторые неметаллы при высоких температурах:



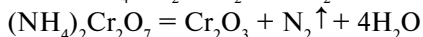
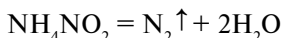
5. Образующиеся нитриды химически активны, часто разлагаются водой и реагируют с кислотами:



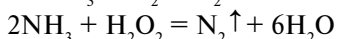
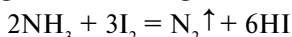
Получение азота: в промышленности азот получают сжижением воздуха или пропусканнием аммиака над раскаленным оксидом меди (II):



Другим способом является термическое разложение нитрита аммония или дихромата аммония:



Молекулярный азот получают также при взаимодействии аммиака с галогенами или с пероксидом водорода:



Оксиды азота. Степень окисления азота в оксидах изменяется от +1 до +5:

$\text{N}_2\text{O}$  — бесцветный газ (степень окисления азота +1),

$\text{NO}$  — бесцветный газ (степень окисления азота +2),

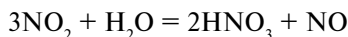
$\text{N}_2\text{O}_3$  — синяя жидкость, кислотный оксид (степень окисления азота +3),

$\text{NO}_2$  — бурый газ (степень окисления азота +4),



$\text{N}_2\text{O}_5$  — бесцветные кристаллы, кислотный оксид (степень окисления азота. +5).

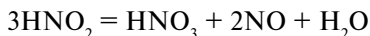
Особенности реакций  $\text{NO}_2$  со щелочами и водой и проявление окислительных и восстановительных свойств:



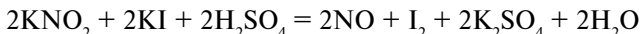
**Азотистая кислота** —  $\text{HNO}_2$  — кислота неустойчивая, в свободном состоянии неизвестна, разлагается в водных растворах, средний по силе электролит (константа диссоциации  $K = 4,0 \cdot 10^{-4}$  при  $T = 25^\circ\text{C}$ ). Степень окисления азота +3, поэтому азотистая кислота и ее соли (нитриты) проявляют и окислительные и восстановительные свойства. Нитриты хорошо растворимы в воде.

Химические свойства азотистой кислоты и ее солей:

1. Термическое разложение азотистой кислоты:



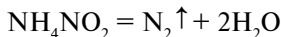
2. Нитриты как **окислители**. Происходит изменение степени окисления от +3 ( $\text{KNO}_2$ ) до +2 ( $\text{NO}$ ):



3. Нитриты как **восстановители**. Происходит повышение степени окисления до +5 ( $\text{KNO}_3$ ):

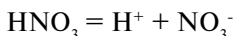


4. Термическое разложение нитритов:

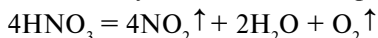


Другие химические свойства азотистой кислоты и нитритов — см. кислоты, соли.

**Азотная кислота** —  $\text{HNO}_3$  — чистая азотная кислота при нормальных условиях представляет собой бесцветную дымящую на воздухе жидкость с едким запахом. Она хорошо растворима в воде, является сильной кислотой. Степень окисления азота в азотной кислоте равна +5,  $T_{\text{кип.}} = 84^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{пл.}} = -42^\circ\text{C}$ . Концентрированная азотная кислота (68%  $\text{HNO}_3$  и 32%  $\text{H}_2\text{O}$ ) имеет плотность  $1,40 \text{ г/см}^3$ , плотность безводной  $\text{HNO}_3$  —  $1,53 \text{ г/см}^3$ . Диссоциирует с образованием катиона водорода и нитрат-иона:



При нагревании и на свету азотная кислота разлагается:



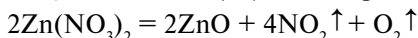
Соли азотной кислоты называются нитратами, они хорошо растворимы в воде и их используют как удобрения в сельском хозяйстве. Соли азотной кислоты при нагревании разлагаются. Образование

продуктов реакции разложения зависит от расположения металла в *электрохимическом ряду напряжений металлов* (Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H<sub>2</sub>, Cu, Hg, Ag, Pt, Au):

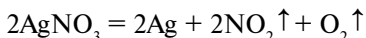
1. Если металл в ряду напряжений стоит слева от магния, то продуктами реакции являются соль — нитрит металла и кислород:



2. Если металл в ряду напряжений стоит, начиная с магния и до меди включительно, то продуктами реакции являются оксид металла, оксид азота (IV) и кислород:



3. Если металл в ряду напряжений стоит правее меди, то продуктами реакции являются чистый металл, оксид азота (IV) и кислород:



4. Соли азотной кислоты в кислых растворах могут растворять металлы аналогично азотной кислоте:

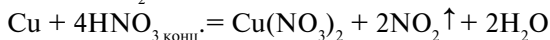


Химические свойства: см. кислоты.

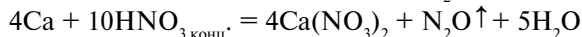
5. Особенности химических реакций HNO<sub>3</sub> с металлами:

Концентрированная HNO<sub>3</sub> не реагирует с Au, Pt, Rd, Ir, Ti, Ta, Al. Такие металлы как: Al, Fe, Co, Ni и Cr — она пассивирует в результате образования нерастворимой оксидной пленки.

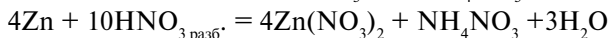
Концентрированная HNO<sub>3</sub> с другими *тяжелыми металлами* восстанавливается до NO<sub>2</sub>:



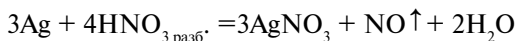
Концентрированная HNO<sub>3</sub>, реагируя с *щелочными* и *щелочноземельными* металлами, восстанавливается до N<sub>2</sub>O:



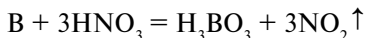
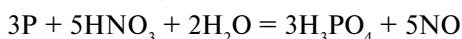
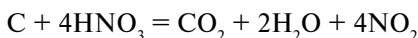
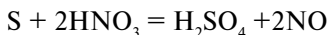
Разбавленная HNO<sub>3</sub> с Zn, Fe, щелочными и щелочноземельными металлами, восстанавливается до NH<sub>3</sub> или NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>:



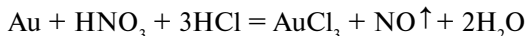
Разбавленная HNO<sub>3</sub> с тяжелыми металлами восстанавливается до NO:



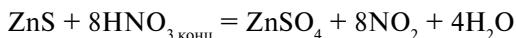
6. Азотная кислота окисляет неметаллы до соответствующих кислот:



7. Царская водка представляет собой смесь концентрированных  $\text{HNO}_3$  и  $\text{HCl}$  в соотношении 1: 3 по объему и растворяет золото и платину:

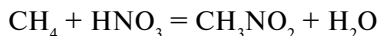


8. Сульфиды металлов реагируют с концентрированной азотной кислотой:

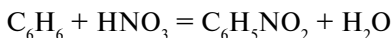


9. Реакции азотной кислоты с органическими соединениями:

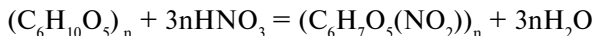
- а) С алканами азотная кислота реагирует с образованием нитро-алканов (реакция Коновалова):



- б) С бензолом азотная кислота реагирует с образованием нитро-бензола:

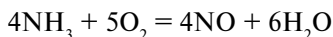


- в) Нитрование целлюлозы (крахмала, клетчатки) протекает с получением тринитроцеллюлозы:

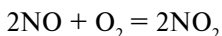


Получение  $\text{HNO}_3$ : промышленный способ — из аммиака в три стадии:

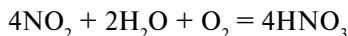
Окисление аммиака на Pt -катализаторе при температурах 750—900 °C



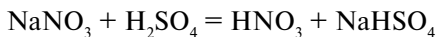
Окисление NO кислородом воздуха до оксида азота (IY):



Поглощение  $\text{NO}_2$  водой в избытке кислорода с образованием азотной кислоты:



В лаборатории азотную кислоту получают действием на кристаллические нитраты концентрированной серной кислоты при нагревании:



**Азотные удобрения** — к азотным удобрениям относятся минеральные (неорганические) и органические вещества, применяемые как источник азотного питания растений. Обычно азотные удобрения подразделяются на органические удобрения (компост, торф, навоз и т.д.) и минеральные удобрения, выпускаемые промышленностью. Кроме того, к азотным удобрениям можно отнести зеленые составы (зеленые удобрения) — люпин, клевер, сераделла и др. Наибольшее применение среди азотных удобрений получили аммиак, селитры, мочевины.

$\text{NH}_3$  — жидкий аммиак (82,4% азота),  $\text{NH}_4\text{Cl}$  — хлорид аммония (содержание азота 25%),  $\text{KNO}_3$ -нитрат калия или калийная селитра,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ - нитрат кальция или кальциевая селитра (15% азота),  $\text{NaNO}_3$  — нитрат натрия или натриевая селитра (16% азота),  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ - нитрат аммония или аммиачная селитра (35% азота),  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  — сульфат аммония (21% азота),  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  — мочеви́на (46,5% азота),  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  — аммофосы.

**Азотфиксация** — процесс связывания азота атмосферы и перевод его в азотсодержащие соединения микроорганизмами (свободноживущими или находящимися в симбиозе с растениями) или цианобактериями.

**Аккумуляция веществ в почве** — 1. Накопление химических элементов — биофилов (Ca, K, P, N, Mg) в результате избирательного поглощения их растениями из материнской породы и концентрации в гумусовом горизонте после разрушения органических остатков. 2. Накопление гумуса в верхнем, гумусо-аккумулятивном горизонте почв, после биологического разрушения органических остатков и биохимических реакций. 3. Накопление химических элементов и веществ, вымытых из верхних (элювиальных) горизонтов в средней или нижней части почвенного профиля (иллювиальных горизонтах) с образованием марганцево-железистых, карбонатно-кальциевых, гипсовых и других горизонтов. 4. Накопление солей из оросительных или грунтовых вод при испарении их через почву. 5. Накопление загрязняющих почву веществ, транспортируемых от источников загрязнения воздушным, водным транспортом или другими техногенными средствами.

**Активные металлы** — металлы, стоящие в *электрохимическом ряду напряжений металлов* левее водорода. Металлы, находящиеся левее Al включительно, относятся к наиболее активным металлам.

**Актуальная кислотность** — активная кислотность почвенного раствора, обусловленная содержанием ионов водорода (кислотность почвы). Выражается условной величиной pH (отрицательным логарифмом концентрации  $\text{H}^+$  — ионов); при pH 7 реакция почвенного раствора нейтральная, ниже 7 — кислая. А к п. классифицируется по pH: 6–7 — нейтральные, 5–6 — слабокислые, 4–5 — среднекислые, 3–4 — сильнокислые.

**Актуальная щелочность** — содержание в почвенном растворе или водной вытяжке гидролитически щелочных солей, преимущественно карбонатов и гидрокарбонатов:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ . Определяется значением pH водной вытяжки, а также титрованием кислотой в мг-экв. на 100 г п. К слабощелочным (pH 7,6–7,5) относятся: черноземы южные, каштановые, сероземы с признаками солонце-

ватости; к щелочным (7,6–8,5) — солончаки; к сильнощелочным (pH > 8,5) — содовые солонцы и солончаки (см. Щелочность).

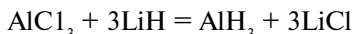
**Аллотропия** — явление образования нескольких простых веществ (аллотропных модификаций) из атомов одного химического элемента. Аллотропия может быть вызвана либо различным числом атомов в молекуле, либо различием кристаллических модификаций.

Пример: Химический элемент кислород образует молекулы кислорода (O<sub>2</sub>) или озона (O<sub>3</sub>), которые обладают разной реакционной способностью (озон — более активный реагент), разными физико-химическими характеристиками. Например, температура кипения кислорода –183 °С, а озона –112 °С, температура плавления кислорода –219 °С, озона –193 °С.

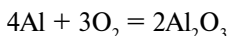
**Алюминий** — металл серебристо-белого цвета, обладает высокой электропроводностью и теплопроводностью, пластичный, плотность 2,7 г/см<sup>3</sup>. T<sub>кип.</sub> = ≈ 2500 °С, T<sub>пл.</sub> = 660,4 °С, химически активный, на воздухе покрывается оксидной пленкой Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Электронная конфигурация атома: 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>1</sup>, характерная степень окисления +3 (AlCl<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>,...). Оксид и гидроксид алюминия проявляют амфотерные свойства.

#### Химические свойства:

1. С водородом не реагирует, но гидрид получают косвенным путем:

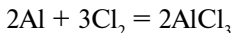


2. С кислородом реагирует только после удаления оксидной пленки:

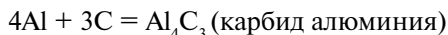


Оксид алюминия — амфотерный оксид (см. *оксиды амфотерные*)

3. При высоких температурах алюминий реагирует с галогенами с получением галогенидов алюминия:



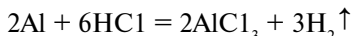
4. С неметаллами реакции проходят при высоких температурах:



5. С водой реакция идет только после удаления оксидной пленки:

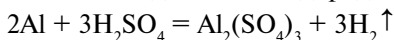


6. С кислотами:

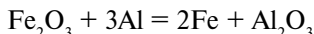


7. Алюминий не реагирует с концентрированными азотной и серной кислотами, а на холоду и с разбавленной азотной

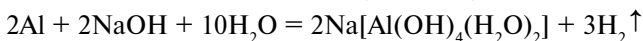
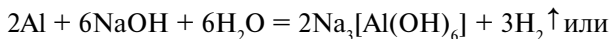
кислотой. Из-за образования оксидной пленки алюминий используют при изготовлении тары для хранения и транспортировки азотной кислоты). С разбавленной серной кислотой реакция протекает с выделением водорода:



8. С оксидами менее активных металлов реагирует при высоких температурах (**алюминотермия**) с восстановлением металлов:



9. Со щелочами реагирует с образованием гексагидроксиалюминатов щелочных металлов:



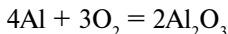
**Получение:** электролиз раствора глинозема  $\text{Al}_2\text{O}_3$  в расплавленном криолите  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ . На катоде происходит восстановление алюминия:

$2\text{Al}^{3+} + 6\text{e}^- = 2\text{Al}$ , а на аноде — окисление кислорода, который окисляет угольные электроды:  $3\text{O}^{2-} - 6\text{e}^- = 3/2\text{O}_2$ ,  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$

**Химические свойства  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и  $\text{Al}(\text{OH})_3$  см. оксиды амфотерные и амфотерные основания.**

Получение  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :

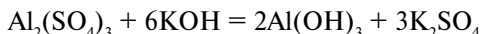
Окисление алюминия:



Разложение гидроксида алюминия при прокаливании:



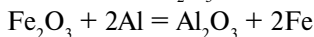
**Получение  $\text{Al}(\text{OH})_3$ :** реакцией между солями алюминия и растворами щелочей.



Алюминий — самый распространенный металл на Земле (8% состава земной коры). В природе алюминий входит в состав полевых шпатов, например,  $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ , глин и слюд. Основное сырье для получения металлического алюминия — минерал боксит ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).

**Алюминотермия** — способ получения металлов при взаимодействии оксидов менее активных, чем алюминий металлов с алюминием при высоких температурах.

**Пример:** получение железа из  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .



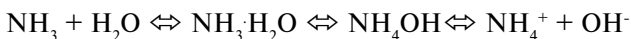
**Алюмосиликаты** — минералы, в состав которых в качестве главных компонентов входят кремнекислота и глинозем (окись алюминия). К А. относится большинство наиболее распространенных породообразующих минералов из групп полевых шпатов, плагиоклазов, цеолитов и др.

**Аминогруппа** — одновалентная группа  $-\text{NH}_2$ , остаток аммиака ( $\text{NH}_3$ ), входит в состав многих важных органических соединений — аминов, аминокислот, аминокислотов и др. Соединения, содержащие амино-группу, как правило, имеют основные свойства, обусловленные наличием неподеленной электронной пары на атоме азота.

**Аммиак** — соединение состава  $\text{NH}_3$ , состоящее из молекул пирамидальной формы. В пирамидальной молекуле аммиака 3  $\sigma$ -связи, ковалентные полярные. При нормальных условиях это газ без цвета, с характерным запахом, хорошо растворим в воде (до 700 объемов в 1 объеме воды при комнатной температуре). Раствор аммиака в воде называют нашатырным спиртом,  $T_{\text{кип.}} = -33^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{пл.}} = -78^\circ\text{C}$ , плотность жидкого аммиака  $0,68\text{ г/см}^3$ . Между молекулами аммиака и воды образуется *водородная связь*.

Химические свойства:

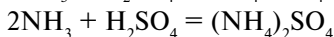
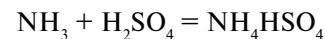
1. Взаимодействие с водой:



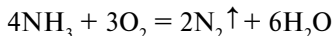
2. Взаимодействие с галогеноводородами — образование катиона аммония ( $\text{NH}_4^+$ ) по донорно-акцепторному механизму:



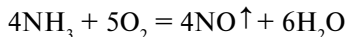
3. Взаимодействие с кислотами — образование кислых или средних солей:



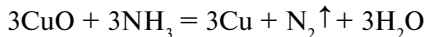
4. Взаимодействие с кислородом — при простом контакте не реагирует, но в пламени сгорает полностью:



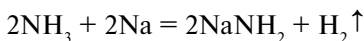
5. В присутствии катализатора окисление идет до  $\text{NO}$ :



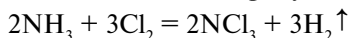
6. Взаимодействие с оксидами металлов:



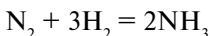
7. Взаимодействие с *активными металлами* в присутствии катализатора:



8. Взаимодействие с галогенами в присутствии катализатора:



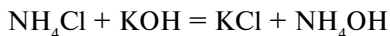
Промышленный синтез:



Промышленное получение аммиака синтезом из водорода и азота разработано немецким химиком Ф. Габером. Реакция проходит в при-

сутствии катализатора — губчатого железа с добавками активаторов — оксидов алюминия, калия, кальция, кремния,  $T = 500\text{--}550\text{ }^{\circ}\text{C}$ , давление 15–100 МПа. Реакция экзотермическая и обратимая.

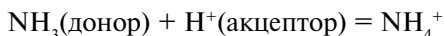
В лаборатории аммиак получают действием оснований на соли аммония при слабом нагревании:



или, суммируя обе реакции в одну стадию:



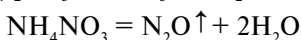
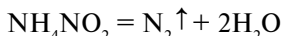
**Аммония катион** —  $\text{NH}_4^+$  — образуется по донорно-акцепторному механизму:



Связь между ионом водорода и молекулой аммиака **донорно-акцепторная**, атом азота в аммиаке — донор электронной пары, а катион водорода  $\text{H}^+$  — акцептор. Соли аммония хорошо растворимы в воде. Сульфат, хлорид, нитрат и фосфаты аммония используют в качестве удобрений.

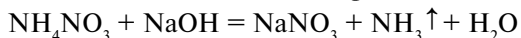
#### Химические свойства солей аммония:

Термическое разложение:



Другие химические свойства см. **соли**.

Качественная реакция на ион аммония (взаимодействие солей аммония со щелочами с выделением газообразного аммиака):

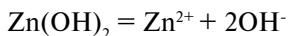


по характерному запаху аммиака или по окрашиванию бумажного индикатора, смоченного в воде, в цвет, характерный для щелочной среды.

**Амфотерность** (от др.-греч. αμφίς — «оба») — способность некоторых соединений проявлять в зависимости от условий как кислотные, так и основные свойства. В органической химии это соединения, содержащие две группы — основную (например, аминогруппу) и кислотную (например, карбоксильную).

**Амфотерные гидроксиды** — проявляют химические свойства как оснований, так и кислот. Гидроксид цинка как основание диссоциирует с образованием ионов  $\text{OH}^-$ :

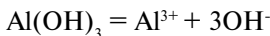




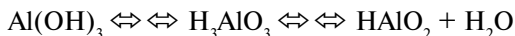
Гидроксид цинка как кислота диссоциирует с образованием цинкат-ионов:



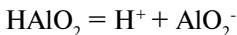
Гидроксид алюминия диссоциирует как основание:



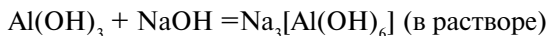
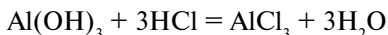
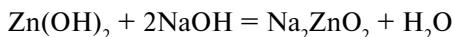
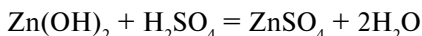
Гидроксид алюминия диссоциирует как кислота:



Мета алюминиевая кислота ( $\text{HAlO}_2$ ) диссоциирует по следующей схеме:



#### Химические свойства:



Другие химические свойства см. **Основания**.

**Анализ** (от греч. analysis — разложение) — 1) — метод научного исследования, состоящий в мысленном или фактическом разложении целого на составные части; наряду с синтезом имеет большое значение в научном познании; 2) разбор, рассмотрение чего-либо; 3) химический А. — совокупность операций с целью определения вещественного состава исследуемого объекта (качественный А.) или количественное определения его составляющих (количественный А.); 4) спектральный А. — качественное и количественное определение веществ по характерным спектральным линиям составляющих элементов и их плотности, зависящей от концентрации; 5) математический А. — разработка и использование приемов вычислений в решении различных вопросов о величинах и степени их достоверности; 6) структурно-функциональный А. — совокупность операций, с помощью которых объект рассматривается как целостное образование, а в качестве основного средства расчленения его выступает выявление различных функций, свойственных объекту.

**Анализ агрегатный** (структурный) — определение содержания в почве различных по диаметру и свойствам агрегатов, % от веса сухой почвы. А а. может быть сухим или мокрым. В первом случае почва просеивается на ситах в воздушно-сухом состоянии, во втором — в воде.

**Анализ гравиметрический** — основан на выделении определяемого компонента из раствора в виде малорастворимого соединения и определении массы осадка и продукта его дальнейшей обработки. Относительная ошибка А.г. составляет 0,1%; при соблюдении мер предосторожности и чувствительности аналитических весов может быть уменьшена до 0,01%. Достоинства метода: высокая точность, отсутствие необходимости калибровки, простота операций и оборудования. Недостатки: значительный расход времени, непригодность для определения микроколичеств веществ.

**Анализ гранулометрический** (А. механический) — разрушение почвенных агрегатов на частицы почвы элементарные с последующим определением их фракционного состава: % на сухую почву. (см. А седиментационный).

**Анализ групповой** — метод аналитической характеристики почв, состоящий в расчленении ее не на индивидуальные компоненты, а на отдельные аналитические группы по определенной совокупности их признаков. Напр., А. фракционного состава почв, группового состава гумуса и др.

**Аналитическая химия** — раздел химии, изучающий химический состав и структуру веществ. Аналитическая химия подразделяется на качественный анализ, нацеленный на определение того, что или какие вещества, в какой форме находится в образце, и количественный анализ, нацеленный на определение сколько данного компонента находится в образце.

**Антрацит** — ископаемый уголь наиболее высокой степени метаморфизма. Имеет серовато-черный или черно-серый цвет с металлическим блеском. Анизотропен, в пористой структуре преобладают микропоры с объемом 0,072–0,075 см<sup>3</sup>/г, характеризуется наибольшей твердостью в ряду твердых горючих ископаемых и электропроводностью, высокой плотностью (1,5–1,7 г/см<sup>3</sup>).

**Антропогенное загрязнение** — загрязнение окружающей среды, возникающее в результате хозяйственной деятельности людей, в том числе их прямого или косвенного влияния на состав и концентрацию природных веществ в результате выбросов антропогенных загрязнителей.

**Атомно-молекулярное учение** — учение, в основе которого лежит принцип дискретности вещества — любое вещество является не сплошным объектом, а состоит из отдельных физически неделимых частиц. Для большинства веществ такие частицы представляют собой молекулы. То есть, молекула — это наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Атом — наименьшая частица химического элемента, обладающая его свойствами. Атомы

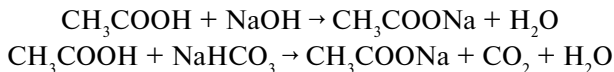
в молекуле соединены химическими связями. Не всегда частицы, образующие вещество, представляют собой молекулы. Многие вещества в твердом или жидком состоянии имеют не молекулярную, а ионную структуру. Некоторые вещества имеют атомное строение.

**Атом** — наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул вещества. Атом — это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и, вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Атомная масса и заряд ядра атома указаны в периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

**Пример:** атом серы имеет относительную атомную массу 32 а.е.м. и заряд ядра — +16. В состав ядра входят 16 протонов, 16 нейтронов ( $32 - 16$ ), в электронную оболочку входят 16 электронов.

**Атомная орбиталь** — область пространства вокруг ядра атома, где вероятность нахождения электрона максимальна.

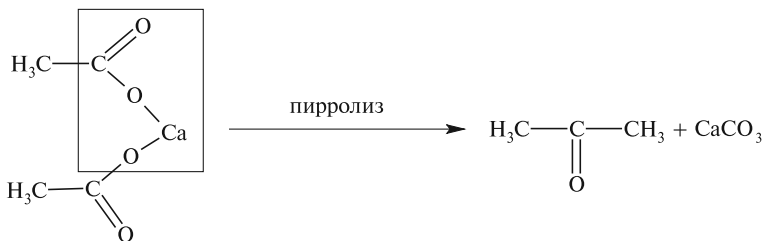
**Ацетаты** — соли уксусной кислоты (см. *Уксусная кислота*). Ацетаты получают растворением оксидов, гидроксидов или некоторых солей (например, карбонатов) в уксусной кислоте:



При пиролизе ацетатов щелочных металлов в смеси с едкой щелочью, образуется метан:



При прокаливании ацетата кальция (без щелочи) получают ацетон (буквально название ацетон означает — полученный из уксусной кислоты):



**Применение.** Ацетат натрия используют в текстильном производстве для нейтрализации отработанной серной кислоты в сточных водах, при дублении кожи солями хрома (протравливание), для замедления процесса вулканизации хлоропрена при производстве синтетических резин.

Ацетат натрия известен как пищевая добавка E262, используемая как консервант.

В растворе ацетат натрия и уксусная кислота применяются как буферная смесь для сохранения относительно постоянного pH.

Ацетат натрия используют в быту как составную часть химических грелок или химических обогревателей («горячий лед»), поскольку кристаллизация ацетата натрия — экзотермический процесс.

*Ацетат свинца (II)* (свинцовый сахар) в настоящее время используют в химическом синтезе, как закрепитель для некоторых красителей. Раствор ацетата свинца — «свинцовая примочка» — наружное средство от синяков и ушибов. Ацетат свинца имеет сладкий вкус, однако он чрезвычайно ядовит.

*Ацетат аммония* применяют как биоразлагаемый реагент — антиобледенитель, как буфер совместно с раствором уксусной кислоты.

Моногидрат *ацетата меди (II)* — фунгицид, пигмент для керамики, реагент для обнаружения сахаров, катализатор полимеризации (стирола и др.), стабилизатор искусственных волокон.

## Б

**Базальт** — широко распространенная эффузивная горная порода черного цвета, содержащая около 50% кремнекислоты и состоящая из основного плагиоклаза, пироксена и стекла. Иногда содержит оливин. Образует лавы многих вулканов. Жидкая базальтовая лава, изливаясь из трещин, заливают большие площади, образуя базальтовые плато; часто обладает столбчатой отдельностью.

**Биогенные элементы** — химические элементы, постоянно входящие в состав организмов и выполняющие определенные биологические функции. Важнейшие Б.э. — О (составляет ок. 70% массы организмов), С (18%), Н (10%), N, В, S, Са, К, Na, Cl. Б.э., необходимые организмам в ничтожных количествах, называются микроэлементами. Б.э. участвуют в миграционных потоках между различными структурными составляющими в БГЦ и биогеоокружворотах. Содержание Б.э. в растениях зависит от вида, фазы вегетации, органа растений, почвенных и др. условий среды. Известны растения — концентраторы биогенных элементов: бобовые — концентраторы Са, Мо; злаки — Si; береза — Mn и т.д. В районах распространения известняков растения содержат больше Са, в приморских районах — J, на рудных месторождениях — Cu, Zn, Pb и др. элементов. Участвуют в биопроцессах ок. 70 элементов. Среднее содержание макроэлементов в организмах более 200 мг/кг живой массы, микроэлементов Zn, As, Mn, В, F, V, Br, Mo, Se и др. — от 1 до 0,1 мг/кг живой массы.

**Биогеохимия** — отрасль геохимии, изучающая геохимические процессы, происходящие в биосфере при участии организмов (главную роль сыграли труды ученого В. И. Вернадского).

**Бионеорганическая химия** — раздел химии, изучающий комплексы ионов металлов с белками, нуклеиновыми кислотами, липидами и низкомолекулярными природными веществами.

**Биоорганическая химия** — раздел химии, изучающий органические биомолекулы.

**Биофильные химические элементы в почвах** — химические элементы, связанные с живым веществом почв. Представлены в основном кислородом, углеродом, водородом, кальцием, азотом, калием, кремнекислотой, магнием, фосфором, серой и в сумме составляют 99,98% сырой массы живого вещества.

**Биохимия** (биологическая, или физиологическая химия) — наука о химическом составе живых клеток и организмов и о химических процессах, лежащих в основе их жизнедеятельности.

**Благородные газы** — инертные газы или редкие газы: химические элементы VIII гр. периодической системы: гелий (He), неон (Ne), аргон (Ar), криптон (Kr), ксенон (Xe), радон (Rn).

**Благородные металлы** — драгоценные металлы: золото, серебро, платина и металлы платиновой группы (иридий, осмий, палладий, родий, рутений).

**Бурые угли** — класс твердых горючих ископаемых гумусовой природы невысокой степени углефикации; переходная форма от торфа к каменным углям.

**Буферный раствор** — раствор, который поддерживает при изменении состава среды постоянство значения какие-либо характеристики, например кислотность — pH (кислотно-основной буферный раствор).

**Буферность почвы** — способность жидкой и твердой фаз почв противостоять изменению реакции среды (pH) при прибавлении сильной кислоты (кислотное плечо, кислый интервал Б. п.) или щелочи (щелочное плечо, щелочный интервал Б. п.). Выражается количеством кислоты или щелочи (в эквивалентах), смещающим pH на единицу, или отрезками площадей, ограниченных кривыми титрования без буферной системы (кварцевый песок) и почвы.

## В

**Валентность** (от лат. valens — имеющий силу) — число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами. Пример: в молекуле  $\text{SO}_2$  ( $\text{O}=\text{S}=\text{O}$ ) валентность серы равна четырем, валентность кислорода — двум. В молекуле метана  $\text{CH}_4$  углерод — четырехвалентен, а водород — одновалентен. Валентность может

не совпадать по абсолютной величине со **степенью окисления** атома. Например, в молекуле  $\text{HNO}_3$  степень окисления атома азота равна +5, а валентность равна четырем. В молекуле пероксида водорода степень окисления кислорода равна -1, а валентность равна двум. Валентность определяют для химических соединений с ковалентными или донорно-акцепторными связями, а в соединениях с ионной связью рассматривают только степень окисления атомов, образующих молекулу.

**Валентные электроны** — электроны, находящиеся на внешних незавершенных энергетических уровнях и участвующие в образовании химических связей.

**Вещества простые** — простые вещества состоят из атомов одного химического элемента. Примеры: S — сера, Fe — железо,  $\text{F}_2$  — фтор,  $\text{O}_2$  — кислород,  $\text{O}_3$  — озон,  $\text{Cl}_2$  — хлор,  $\text{H}_2$  — водород.

**Вещества сложные** — сложные вещества состоят из атомов разных химических элементов:  $\text{H}_2\text{O}$  — вода,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — серная кислота,  $\text{CH}_4$  — метан,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  — уксусная кислота,  $\text{ZnCl}_2$  — хлорид цинка.

**Вещества гумусовые** — это сложный динамический комплекс органических соединений, образовавшихся при разложении и гумификации органических остатков в почве. Основная масса гумуса (85–90%) представлена его специфической частью — собственно гумусовыми веществами. Они состоят из ряда высокомолекулярных азотсодержащих органических соединений циклического строения, имеющих кислотный характер. Большая часть из них находится в различных формах связи с минеральной частью почв. Основными группами гумусовых веществ являются: 1) гуминовые кислоты; 2) фульвокислоты; 3) гумины.

**Вещества зольные** (элементы зольные) — вещества, составляющие золу, после сжигания растительных остатков. Содержание золы в древесных растениях и мхах (сфагновых) — 1–2%. Листья и кора деревьев содержат 4–6% золы, а травянистые растения — 10–12% и до 15%. Основную массу золы составляют кальций, магний, калий, натрий, кремний, фосфор, сера, железо, алюминий, марганец, хлор. В малых количествах встречаются: йод, цинк, бор, фтор и др., которые включают в группу микроэлементов.

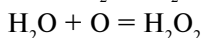
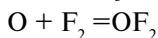
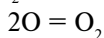
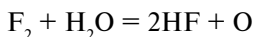
**Вода** — химическое вещество состава  $\text{H}_2\text{O}$ . Самое распространенное химическое соединение на нашей планете, уникальный растворитель. Молекула воды имеет симметричную нелинейную структуру. Связь Н-О ковалентная полярная, угол  $\text{НОН} = 104,5^\circ$ , между молекулами воды есть водородная связь. Вода обладает целым рядом аномальных физических свойств, что объясняется в первую очередь существованием водородных связей. Физические свойства:  $T_{\text{кип.}} = 100^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{пл.}} = 0^\circ\text{C}$  при

атмосферном давлении. При комнатной температуре вода — жидкость без вкуса, без цвета, без запаха, прозрачная, с плотностью  $1\text{ г/см}^3$ . Чистая вода является слабым электролитом.

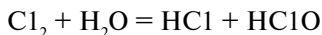
Химические свойства:

1. Взаимодействие с галогенами:

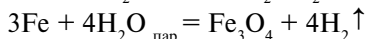
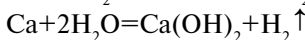
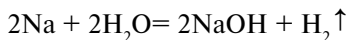
Фтор реагирует с водой с образованием фтороводорода (HF), фторида кислорода (II) ( $\text{OF}_2$ ), пероксида водорода ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), кислорода ( $\text{O}_2$ ), озона ( $\text{O}_3$ )-



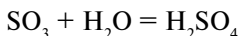
Хлор реагирует с водой с образованием хлороводородной (соляной) и хлорноватистой ( $\text{HClO}$ ) кислот



2. Взаимодействие с щелочными и щелочноземельными и другими металлами, стоящими в *электрохимическом ряду напряжений* до Sn-



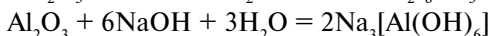
3. Взаимодействие с кислотными оксидами- образование кислот:



4. Взаимодействие с основными оксидами- образование оснований:

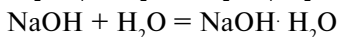
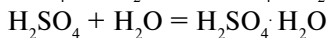
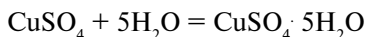


5. Амфотерные оксиды с водой не реагируют, но реагируют с водными растворами кислот и щелочей:

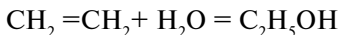


6. Взаимодействие с солями — реакции гидролитического разложения — см. *гидролиз солей*.

7. Взаимодействие с солями, кислотами, основаниями — образование кристаллогидратов:



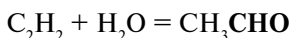
8. Взаимодействие с алкенами — реакции гидратации с образованием спиртов:



При пропускании этилена через водный раствор перманганата калия этилен окисляется и получается этиленгликоль:

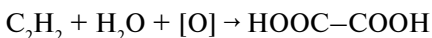


9. Взаимодействие с алкинами — реакция гидратации:

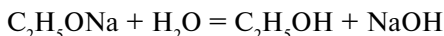


Это реакция Кучерова, протекающая в подогретом подкисленном растворе в присутствии солей ртути с образованием уксусного альдегида.

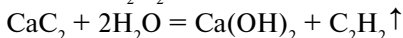
При пропускании ацетилена через водный раствор перманганата калия ацетилен окисляется с образованием щавелевой кислоты ( $\text{HOOC}-\text{COOH}$ ), при этом раствор перманганата калия обесцвечивается:



10. Взаимодействие с алкоголями с образованием исходного спирта и основания:



11. Реакция с карбидом кальция ( $\text{CaC}_2$ ), протекающая с образованием ацетилена ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ):



12. Гидролиз крахмала, клетчатки, целлюлозы с образованием глюкозы:



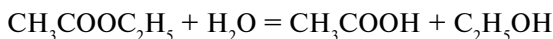
13. Растворение аминов в воде с образованием органических оснований:



14. Гидролиз галогенопроизводных алканов в присутствии щелочи с образованием спиртов:



15. Гидролиз сложных эфиров с образованием карбоновой кислоты и спирта:



16. Взаимодействие с аммиаком — образование гидроксида аммония:



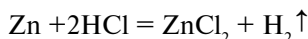
**Водород** — химический элемент, порядковый номер — 1, атомная масса — 1 а.е.м. В периодической таблице водород стоит в I и VII группах, т.к. атом водорода может отдавать или принимать один электрон.



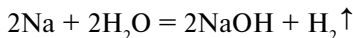
Водород существует в виде трех изотопов: протий  ${}^1\text{H}^1$ , дейтерий  ${}^1\text{H}^2$ , тритий  ${}^1\text{H}^3$ , которые обладают практически одинаковыми химическими свойствами, но разными физическими свойствами. Водород является самым распространенным элементом Вселенной. При нормальных условиях это газ без вкуса, без цвета, без запаха, взрывоопасен,  $T_{\text{кип.}} = -253^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{пл.}} = -259^\circ\text{C}$ , самый легкий из газов. Молекула состоит из 2-х атомов —  $\text{H}_2$ . Связь между атомами в молекуле ковалентная неполярная (энергия химической связи 436 кДж), а между молекулами — слабые Ван-дер-Ваальсовы связи. В соединениях водород всегда одновалентен. Характерная степень окисления +1 ( $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ), за исключением гидридов металлов, где степень окисления атома водорода равна -1 ( $\text{NaNH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ). В природе водород встречается в составе воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ), природного газа ( $\text{CH}_4$  — метан), нефти и т.д.

Получение: В лабораторных условиях:

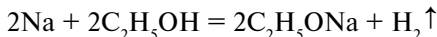
Реакции металлов, стоящих до водорода в ряду напряжений металлов, с разбавленными кислотами:



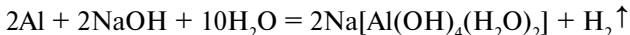
Реакции щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



Реакции активных щелочных и щелочноземельных металлов с предельными одноосновными спиртами:

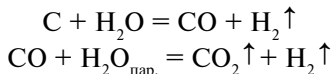


Взаимодействие алюминия с растворами щелочей:

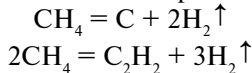


Промышленные способы получения водорода:

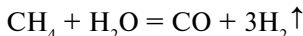
Пропускание паров воды над коксом при  $T=1000^\circ\text{C}$



Термическое разложение метана с образованием угля или ацетилена-



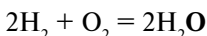
Взаимодействие метана с водяным паром при  $T=1100^\circ\text{C}$



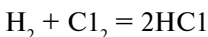
Электролиз водных растворов солей ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ...), см. *электролиз растворов солей*.

Химические свойства:

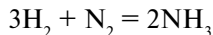
1. Горение в кислороде с образованием воды:



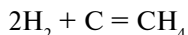
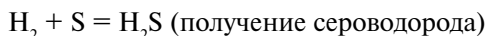
2. Взаимодействие с галогенами — получение галогеноводородов:



3. Взаимодействие с азотом — синтез аммиака:

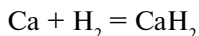


4. Взаимодействие с другими неметаллами:

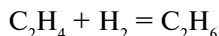


(получение метана при нагревании в присутствии никелевого катализатора)

5. Взаимодействие с металлами при высокой температуре с образованием гидридов металлов:



6. Взаимодействие с алкенами, например, получение этана из этилена:



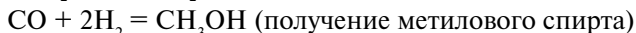
7. Взаимодействие с алкинами, например, получение этилена из ацетилена:



8. Взаимодействие с бензолом при нагревании в присутствии катализатора —



9. Взаимодействие с оксидами при нагревании:



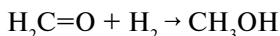
10. Взаимодействие с непредельными одноосновными кислотами, например, с олеиновой кислотой с получением предельных одноосновных кислот:



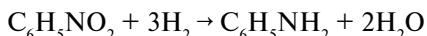
11. Гидрирование жиров:



Присоединение водорода по двойной связи при пропускании альдегидов, например, формальдегида над нагретым никелевым катализатором с образованием метанола:



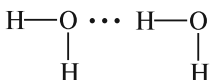
12. Гидрирование органических нитросоединений с образованием аминов при нагревании и в присутствии катализатора, например, получение анилина из нитробензола:



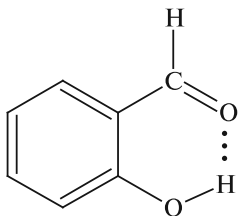
Применение. Получение **аммиака** и других продуктов неорганического (**соляная кислота, серная кислота, азотная кислота** и др.) и органического синтеза.

**Водородная связь** — взаимодействие между водородным атомом при электроотрицательном атоме (S, N, O, Hal) одной молекулы и электроотрицательным атомом другой молекулы (межмолекулярная) или атомом водорода одной молекулы и другим более электроотрицательным атомом этой же молекулы (внутримолекулярная водородная связь, которая наблюдается преимущественно в органических молекулах). Водородная связь обычно намного слабее ковалентной связи. Водородная связь играет большую роль в природе. Она отвечает за структуру воды, льда, белков, нуклеиновых кислот.

Пример 1: межмолекулярная водородная связь между молекулами воды:



Пример 2: внутримолекулярная: в молекуле о-оксибензальдегида

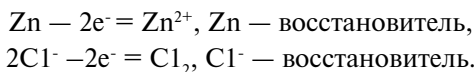


Энергия водородной связи значительно ниже энергии **ковалентной связи** (см. **энергия химической связи**). Образование водородной связи приводит к образованию ассоциированных частиц с большей молярной массой и, как следствие, к уменьшению летучести, увеличению вязкости, изменению ряда других физико-химических свойств (например,  $\text{H}_2\text{O}$  при обычных условиях — жидкость, а сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  с молярной массой почти в два раза больше, чем у воды — газ). Водородные связи играют важную роль в биохимических процессах.

**Возгонка** (сублимация) — превращение твердого вещества в газообразное без процесса плавления, например, возгонка йода.

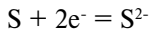
**Восстановитель** — атом, молекула или ион, которые отдают электроны в окислительно-восстановительных реакциях.

Пример:

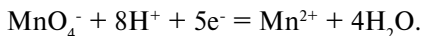


**Восстановление** — процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Наблюдается в окислительно-восстановительных реакциях.

Примеры: восстановление серы до сульфида:



восстановление марганца от степени окисления +7 до степени окисления +2:



## Г

**Галогены** (от греч. *αλός* — соль и *γένος* — рождение, происхождение) — элементы главной подгруппы 7-й группы периодической системы: фтор, хлор, бром, йод, астат. См. *общая характеристика элементов главной подгруппы (VII) группы*.

**Гель** — дисперсная студнеобразная или твердая система с жидкой или газообразной дисперсионной средой и пространственной структурой, образуемой частицами дисперсной фазы. Г. образуются из золь при их коагуляции и обладают пластичностью, некоторой эластичностью и тиксотропными свойствами.

**Гематит** (от греч. *haima*, р.п. *haimatos* — кровь) — гематит красного цвета оксид железа —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , относящийся к тригональной системе; цвет от серого до черного, но всегда с красным оттенком. Основная железная руда. Бурый гематит представляет собой гидрооксид железа — лимонит. Гематит распространен в ферралитных, ферсиаллитных и железистых почвах тропиков.

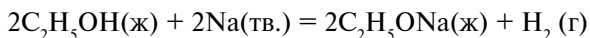
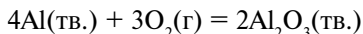
**Геохимия** — наука о химическом составе и законах распространения и миграции химических элементов на Земле. Г. играет важную практическую роль при решении различных проблем сельского хозяйства, медицины, химической технологии и особенно при поисках полезных ископаемых. Геохимические методы и выводы имеют большое значение для развития географии.

**Гетит** — гидрооксид железа  $\text{FeOOH}$  от бурого-желтого до светло-бурого цвета. Г. нередко обуславливает бурую окраску почв и образование ортштейнов в почвах умеренной зоны, а также рубефикацию в почвах средиземноморской зоны. Характерен для ферритных тропических и ферралитных почв.

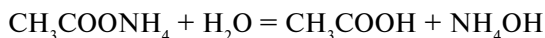
**Гетерогенная система** — система, которая состоит из двух или нескольких фаз, т.е. частей, отличающихся по свойствам и соприкасающихся по поверхностям раздела. Примеры: жидкость — насыщенный пар; твердая соль — насыщенный раствор; две ограниченно смешивающиеся друг с другом жидкости.

**Гегерогенный катализ** — изменение скорости химической реакции при воздействии катализаторов, образующих самостоятельную фазу и отделенных от реагирующих веществ границей раздела.

**Гетерогенные реакции** — реакции, протекающие между веществами, находящимися в разных фазах: газ — жидкость, газ — твердое вещество, жидкость — твердое вещество, а также две несмешивающиеся жидкости. Гетерогенные реакции проходят на границе фаз.  
*Примеры:*



**Гидратация** (от греч. hydro — вода) — реакция воды с исходным веществом. *Пример 1.* Гидролиз солей:

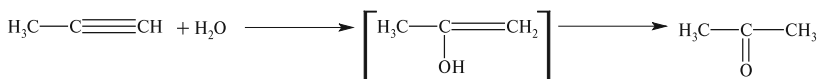


*Пример 2.* Гидратация непредельных углеводородов

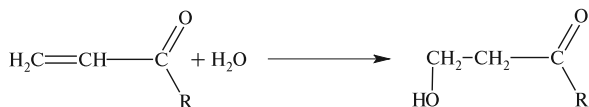
При присоединении воды к двойной связи несимметричных алкенов, реакция идет по правилу Марковникова (см. Правило Марковникова) и образуются спирты:



Помимо двойной связи, можно также проводить гидратацию тройной связи, но в этом случае происходит образование не спиртов, а оксосоединений (см. **Реакция Кучерова**):



При гидратации  $\alpha$ ,  $\beta$ -непредельных оксосоединений или  $\alpha$ ,  $\beta$ -непредельных карбоновых кислот присоединение идет против правила Марковникова — атом водорода присоединяется к  $\alpha$ -атому углерода:



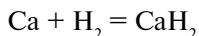
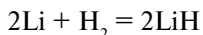
Где R = H, OH, углеводородный радикал.

**Гидриды** — сложные химические соединения водорода с металлами, в которых водород проявляет степень окисления  $-1$ .

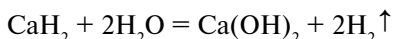
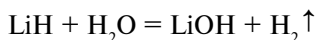
*Пример:* LiH — гидрид лития, CaH<sub>2</sub> — гидрид кальция, AlH<sub>3</sub> — гидрид алюминия.

*Получение:*

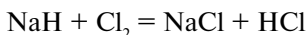
С водородом при нагревании:

*Химические свойства:*

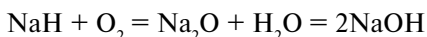
1. Взаимодействие с водой с образованием щелочи и водорода:



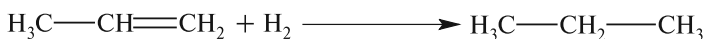
2. Взаимодействие с галогенами:



3. Реакции с кислородом с образованием оксидов:



**Гидрирование (гидрогенизация)** — реакция присоединения водорода к исходному реагенту. Присоединение водорода может протекать по двойной  $\text{C}=\text{C}$  или тройной  $\text{C}\equiv\text{C}$  связи, при этом получают алканы (в первом случае) или алкены (во втором случае):



Кроме кратных  $\text{C}-\text{C}$  связей, могут быть гидрированы  $\text{C}=\text{O}$  связи в карбонильных соединениях, в этом случае получают спирты, если в качестве исходного оксосоединения используют кетон — получают вторичный спирт, если альдегид — первичный:

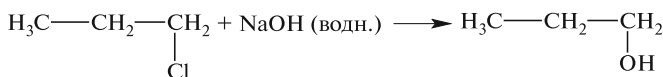


**Гидрогенизация** — см. Гидрирование

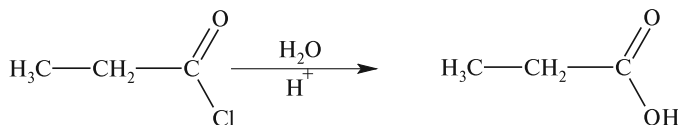
**Гидролиз** (от др.-греч. ὕδωρ — вода и λύσις — разложение) — разложение веществ под действием воды.

В зависимости от кислотности среды различают кислотный и щелочной гидролиз.

Щелочной гидролиз:

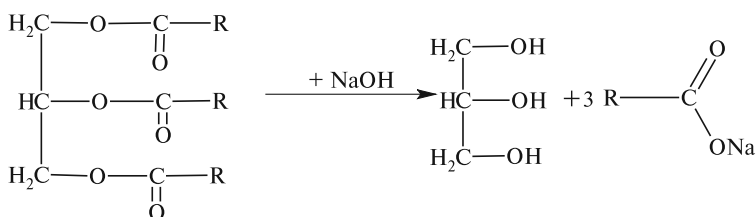


Кислотный гидролиз:



Живые организмы осуществляют гидролиз различных органических веществ при участии ферментов (в этом случае говорят о ферментативном гидролизе). Например, в ходе гидролиза при участии пищеварительных ферментов белки расщепляются на аминокислоты, жиры — на глицерин и жирные кислоты, полисахариды (например, крахмал и целлюлоза) — на моносахариды (например, на глюкозу), нуклеиновые кислоты — на свободные нуклеотиды.

При гидролизе жиров в присутствии щелочей получают мыла:

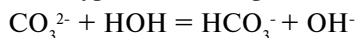


Гидролиз жиров в присутствии катализаторов применяется для получения глицерина и жирных кислот.

**Гидролиз солей** — химическая реакция взаимодействия ионов соли и воды, приводящая к образованию слабого электролита. Гидролиз солей может быть обратимым или необратимым, одноступенчатым или многоступенчатым. Различают 3 типа обратимого гидролиза:

Соль образована сильным основанием и слабой кислотой ( $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_3$ ). Гидролиз идет по аниону, реакция среды — щелочная, т.к. продуктом реакции являются гидроксид-ионы.

Пример: гидролиз  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Гидролиз идет по аниону, следовательно: сокращенное ионное уравнение гидролиза:

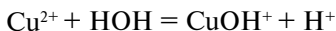


молекулярное уравнение гидролиза:

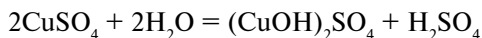


Соль образована слабым основанием и сильной кислотой ( $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AlCl}_3$  ...). Гидролиз идет по катиону, реакция среды — кислая, т.к. в результате реакции образуются катионы водорода.

Пример: гидролиз  $\text{CuSO}_4$ . Сокращенное ионное уравнение гидролиза:

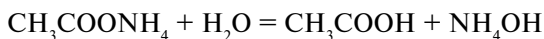


молекулярное уравнение гидролиза:



Соль образована слабым основанием и слабой кислотой ( $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ...). Гидролиз идет до конца с образованием исходной кислоты и исходного основания, Реакция среды близкая к нейтральной и зависит от констант диссоциации кислоты и основания.

Пример: гидролиз ацетата аммония:



Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ), гидролизу не подвергается, реакция среды — нейтральная.

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \neq$  гидролиз не идет, происходят только растворение соли в воде и гидратация ионов.

**Гидроксигруппа (окси-группа)** — одновалентная группа  $-\text{OH}$  (остаток воды  $\text{H}_2\text{O}$ ). Органические соединения, которые содержат гидроксильную группу, как правило, проявляют кислотные свойства. В зависимости от радикалов, с которыми связана  $\text{OH}$ -группа, она может проявлять очень слабые кислые свойства (спирты), слабые кислые (фенолы), кислые (карбоновые кислоты).

**Гиббсит** — гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Часто встречается в ферраллитных почвах.

**Гипс** — 1.  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , минерал подкласса водных сульфатов. Образуется как химический осадок из засоленных водоемов. При нагреве до  $200^\circ$  переходит в полугидрат, обладающий вяжущими свойствами. 2. Осадочная горная порода, состоящая из минерала и примесей (доломита, ангидрита, целестина и др.).

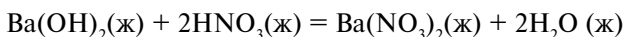
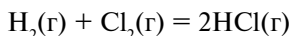
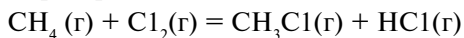
**Глина** — 1. Минерал либо порода, состоит из очень мелких частиц (мельче  $0,001$  мм или  $1$  мкм) глинистых минералов: каолина, монтмориллонита, галлуазита, гидрослюда и т.д. Часты примеси более крупных неглинистых минералов. 2. Гранулометрический состав почвы, ее твердой фазы. 3. Землистая горная порода. При смачивании водой дает пластичную массу. При высыхании сохраняет приданную ей ранее форму. После обжига приобретает крепость камня.



**Глинистые минералы** (вторичные минералы) — окристаллизованные неорганические материалы (элементарные частицы которых имеют размер меньше 1–2 мкм), присутствующие в естественном состоянии в почвах и породах или вновь формирующиеся в процессе выветривания и почвообразования (неосинтеза).

**Гомогенная система** — система, которая состоит из одной фазы, т.е. не содержит частей, различающихся по свойствам и разделенных поверхностями раздела.

**Гомогенные реакции** — реакции, протекающие между веществами, находящимися в одной фазе (жидкой или газовой). Реакции проходят во всем объеме. *Примеры:*



**Гомогенный катализ** — ускорение химической реакции в присутствии катализатора, который находится в одной фазе с исходными реагентами (субстратами) в газовой фазе или растворе.

**Гомолитический разрыв** — разрыв ковалентной связи, при котором каждый из обоих ранее связанных атомов оставляет у себя по одному электрону.



В результате гомолитического разрыва образуются сходные по электронному строению частицы, каждая из которых имеет неспаренный электрон. Такие частицы называются свободными радикалами.

**Горение** — физико-химический процесс, при котором превращение вещества сопровождается интенсивным выделением энергии и тепло- и массообменом с окружающей средой. В отличие от взрыва и детонации протекает с более низкими скоростями и не связано с образованием ударной волны. Горение — химическая реакция, способна протекать с прогрессирующим самоускорением из-за накопления выделяющегося тепла (тепловое горение) или активных промежуточных продуктов (цепное горение).

**Группы и подгруппы** — вертикальные столбцы в периодической таблице Д. И. Менделеева. В короткопериодном варианте периодической таблицы химические элементы делятся на подгруппы (главные и побочные). У элементов главных подгрупп номер группы соответствует числу валентных электронов. В периодической таблице по вертикали расположены 8 групп. Номер группы соответствует, в основном, высшей степени окисления элемента. Исключение составляют Cu, Ag, Au, где степень окисления равна +1, +2, +3, а в VIII

группе степень окисления +8 имеют только Os, Ru, Xe. С увеличением заряда ядра в главных подгруппах увеличивается радиус атома, уменьшается **потенциал ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность**, т.е. усиливаются металлические свойства простых веществ. Например, для элементов главной подгруппы I группы в ряду Li, Na, K, Rb, Cs металлический радиус (пм) увеличивается: 156, 186, 233, 243, 262 соответственно, потенциал ионизации (кДж/моль) уменьшается: 520, 496, 418, 402, 377 соответственно, электроотрицательность уменьшается: 1,0–0,9–0,8–0,8–0,7 соответственно. В побочных подгруппах заполнение d- и f-подуровней приводит к экранированию внешнего электронного уровня от ядра, при этом происходит небольшое уменьшение радиуса атомов и свойства элементов не сильно отличаются друг от друга, по сравнению с главной подгруппой. Элементы побочных подгрупп за счет d-электронов способны к образованию комплексных соединений.

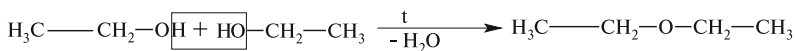
## Д

**Дальтон** — атомная единица массы (обозначение а.е.м.) внесистемная единица массы, применяемая для масс молекул, атомов, атомных ядер и элементарных частиц. Атомная единица массы выражается через массу нуклида углерода  $^{12}\text{C}$  и равна  $1/12$  массы этого нуклида.

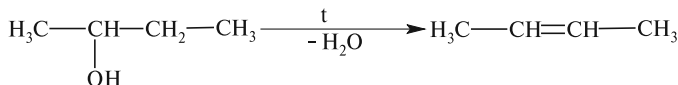
**Дегидратация** — реакция отщепления воды от молекулы органического или неорганического вещества. Осуществляется термически (обычно в присутствии катализаторов) или под действием веществ, связывающих воду (дегидратирующих агентов, например,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

**Дегидратация спиртов.** В зависимости от условий реакций может протекать по двум направлениям: между двумя молекулами (межмолекулярная дегидратация) и внутри одной молекулы (внутримолекулярная дегидратация, протекает по правилу Зайцева).

Межмолекулярная дегидратация спиртов:

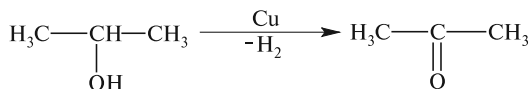


Внутримолекулярная дегидратация спиртов:



**Дегидрирование (дегидрогенизация)** — реакция отщепления водорода от молекулы органического вещества, приводящая к образованию непредельного соединения. Реакцию дегидрирования, как правило, проводят при повышенной температуре и пониженном

давлении, катализаторами реакции дегидрирования являются никель, платина, палладий и другие. Процессы дегидрирования широко используются в промышленном органическом синтезе. Например, дегидрированием спиртов получают оксосоединения:



**Дегидрогенизация** — см. Дегидрирование.

**Диполь** — электронейтральная частица с противоположно заряженными концами, например, молекула воды или молекула спирта (см. растворение).

**Диссоциация электролитическая** — распад молекул или кристаллов электролита в растворе на положительные и отрицательные ионы под действием межмолекулярных взаимодействий растворителя и растворяемого вещества.

*Пример:* при растворении в воде кристаллов хлорида натрия в растворе появляются катионы натрия и хлорид-ионы —

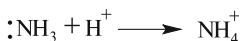


Количественной характеристикой диссоциации является **степень диссоциации**.

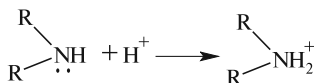
**Донорно-акцепторный механизм (донорно-акцепторная связь, координационная связь)** — химическая связь между двумя атомами или группой атомов, осуществляемая за счет неподеленной пары электронов одного атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора). Схематически это различие можно выразить так:



В этом случае электроны становятся общими для двух атомов. Типичным примером является образование иона аммония при реакции аммиака с ионом водорода (протоном):



В органической химии по донорно-акцепторному механизму реагируют производные аммиака — амины:



В молекуле аммиака (амина) азот имеет неподеленную пару электронов, а ион водорода имеет свободную 1s-орбиталь. При достаточном сближении молекулы  $\text{NH}_3$  и иона  $\text{H}^+$  двухэлектронное

облако азота попадает в сферу притяжения иона водорода и становится общим для атомов азота и водорода, т.е. возникает четвертая ковалентная связь N — H.

В этом случае заряд иона, равный +1, распределен между всеми атомами, образующими ион, а электронное облако в равной степени принадлежит атомам азота и водорода, т.е. все четыре связи азот-водород в ионе аммония одинаковы. Донорно-акцепторная связь по своей сути есть ковалентная связь, а механизм образования такой ковалентной связи называется донорно-акцепторным.

## Е

**Естественное загрязнение** — загрязнение, возникшее в результате, как правило, катастрофических процессов (например, мощное извержение вулкана и т.п.), вне всякого влияния человека на эти процессы.

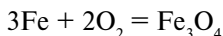
## Ж

**Железо** —  $^{26}\text{Fe}_{55,847}$ . Порядковый номер 26, атомная масса 55,847. Электронная формула —  $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2)$ . Металл серебристо-белого цвета, плотность 7,87 г/см<sup>3</sup>, температура плавления 1539 °С, обладает высокой электрической проводимостью. Устойчивые степени окисления: +2 (FeO, FeSO<sub>4</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>), +3 (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, FeCl<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>). Fe имеет четыре аллотропные модификации: до T = 769 °С устойчиво α-Fe, при T = 769 °С до T = 911 °С устойчиво β-Fe, при температуре от 911 °С до 1390 °С устойчиво γ-Fe, которое при более высоких температурах переходит в δ-Fe. На воздухе в обычных условиях железо пассивируется, во влажном воздухе покрывается ржавчиной (окисляется).

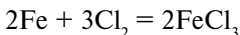
### Химические свойства:

1. Взаимодействие с неметаллами (C, Si, N, B, P, H) в зависимости от условий реакции железо образует твердые растворы (пример — *стали, чугуны*).

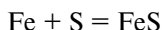
2. Взаимодействие с кислородом:



3. Взаимодействие с галогенами:

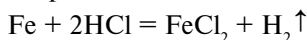


4. Взаимодействие с неметаллами:



5. Взаимодействие с металлами (железо образует сплавы).

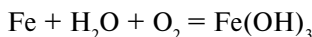
6. Взаимодействие с разбавленными кислотами:



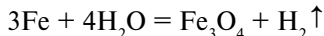
7. Взаимодействие с концентрированными  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — не реагирует (пассивируется).

В обычных условиях в щелочах не растворяется.

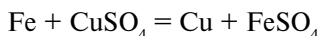
8. Взаимодействие с водой в присутствии кислорода:



9. Взаимодействие при высокой температуре с парами воды:



10. Взаимодействие с солями — реакции замещения:



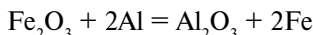
В природе встречается в виде железных руд: магнитный железняк —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , красный железняк —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , бурый железняк —  $\text{HFeO}_2$ , сидерит —  $\text{FeCO}_3$ , пирит —  $\text{FeS}_2$ .

Получение железа.

См. химические реакции, на которых основано производство чугуна.

*Электролиз растворов солей*, например:  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ...

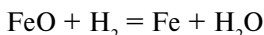
Алюминотермия:



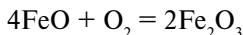
**Железа оксиды** —  $\text{FeO}$  — оксид железа (II) — черный порошок, легко окисляется, проявляет свойства основного оксида.

Химические свойства:

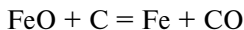
С водородом при высоких температурах:



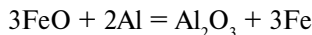
Легко окисляется кислородом воздуха:



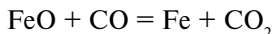
С углем при повышенных температурах:



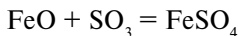
**Алюминотермия** при повышенных температурах:



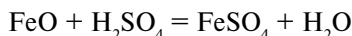
С оксидом углерода (II) — восстановление железа:



С кислотными оксидами — образование солей:

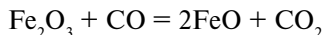


С растворами кислот:



В растворах сильных оснований растворяется труднее, чем  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

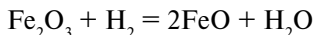
Получение:



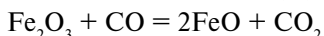
$Fe_2O_3$  (оксид железа III). Самое устойчивое соединение железа. Существует в трех полиморфных модификациях. Самая устойчивая из них может быть от темно-красного до черно-фиолетового цвета. Проявляет слабые амфотерные свойства и с основаниями реагирует легче, чем Fe O.

Химические свойства:

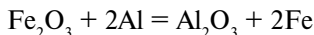
1. Взаимодействие с водородом:



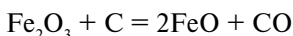
2. Взаимодействие с оксидом углерода (II):



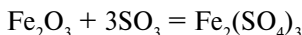
3. Взаимодействие с алюминием при высоких температурах (алюминотермия):



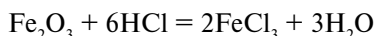
4. Взаимодействие с углеродом (восстановление углем):



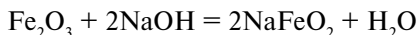
5. Взаимодействие с кислотными оксидами:



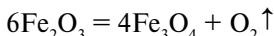
6. Взаимодействие с кислотами:



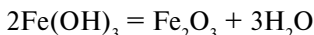
7. Сплавление со щелочами с образованием солей — ферритов:



8. Разложение при  $T=1400^{\circ}C$ :



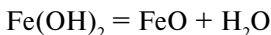
Получение: термическое разложение гидроксида железа (III):



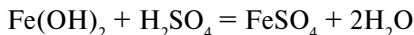
Гидроксид железа (II),  $Fe(OH)_2$ . малорастворимое соединение белого цвета, на воздухе быстро окисляется и превращается в бурый гидроксид Fe (III). Амфотерные свойства проявляет в меньшей степени, чем  $Fe(OH)_3$ .

Химические свойства:

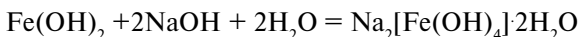
1. Термическое разложение:



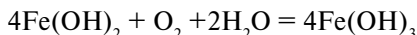
2. Реакции с кислотами:



3. Взаимодействие с сильно концентрированными растворами щелочей:



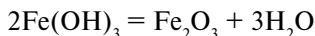
4. Окисление на воздухе:



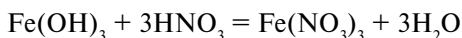
Гидроксид железа (III).  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Проявляет слабые амфотерные свойства. Более слабое основание, чем  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , т.к. ион  $\text{Fe}^{2+}$  имеет меньший заряд, но больший радиус, чем ион  $\text{Fe}^{3+}$ , и, следовательно, ионы  $\text{Fe}^{2+}$  слабее удерживают гидроксид-ионы, и  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  диссоциирует в большей степени, чем  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

Химические свойства:

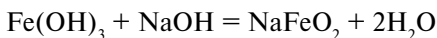
1. Термическое разложение:



2. Взаимодействие с кислотами:



3. Сплавление со щелочами:

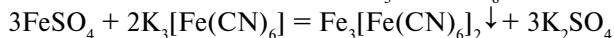


4. Взаимодействие с концентрированными растворами щелочей:

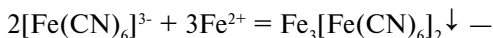


гексагидроксоферрат (III) натрия

Качественная реакция на катион  $\text{Fe}^{2+}$  с гексацианоферратом (III) калия («красной кровяной солью») —  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ :



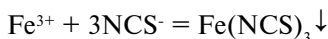
В ионном виде:



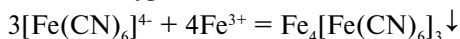
(темно-синий осадок — «турнбулева синь» — гексацианоферрат (III) железа (II))

Качественные реакции на катион  $\text{Fe}^{3+}$ :

При взаимодействии с тиоцианатом аммония ( $\text{NH}_4\text{NCS}$ ) или тиоцианатом калия ( $\text{KNCS}$ ) соли трехвалентного железа образуют осадок кроваво-красного цвета — тиоцианат железа (III) —  $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ . В ионном виде:

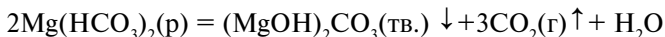
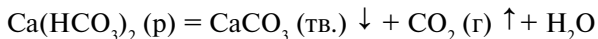


Катионы  $\text{Fe}^{3+}$  при взаимодействии с  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — гексацианоферратом (II) калия (желтая кровяная соль) образуют темно-синий осадок —  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  — гексацианоферрат (II) железа (III), называемый «берлинской глазурью». Реакция в ионном виде:

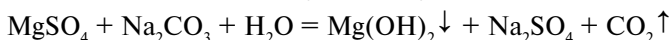
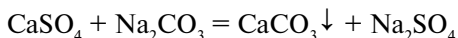


**Жесткость воды** — свойство природной воды, обусловленное присутствием в ней катионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Использование жесткой воды приводит к образованию накипи в системах горячего водоснабжения, в быту увеличивается расход моющих средств для перевода растворимых соединений в нерастворимые и т.д. Жесткость воды измеряется в миллимолях на литр (ммоль/л). Общая жесткость — суммарная

молярная концентрация катионов кальция и магния. Если жесткость воды  $< 2$  ммоль/л — вода мягкая,  $> 10$  ммоль/л — вода жесткая. Различают временную жесткость (из-за присутствия в воде гидрокарбонатов кальция и магния) и постоянную (из-за присутствия хлоридов, нитратов, сульфатов кальция и магния). Временную жесткость устраняют кипячением, при этом гидрокарбонаты переходят в карбонаты:



Постоянную жесткость устраняют добавлением реагентов, переводящих катионы кальция и магния в твердую фазу (например, соду —  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , гидроксид кальция —  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) или ионным обменом на катионы водорода или натрия на катионитах.



**Живое вещество** — совокупность масс живых организмов, населяющих Землю, вне зависимости от их систематической принадлежности. Образование Ж. в. из неорганических соединений окружающей среды происходит по следующей суммарной реакции:



Из  $\text{CO}_2$  и воды под влиянием хлорофилла или другого пигмента (катализатора) и солнечной энергии зеленые растения синтезируют углеводы и другие органические соединения, условно изображаемые как  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_n$ .

**Жидкие кристаллы** — вещества, переходящие при определенных условиях (температура, давление, концентрация в растворе) в жидкокристаллическое состояние, которое является промежуточным между кристаллическим состоянием и жидкостью.

### 3

**Загрязнение окружающей среды** — процесс поступления и накопления в ней различных веществ, в результате чего в разных компонентах ландшафта (природных водах, воздухе, живом веществе, почвах и др.) эти вещества накапливаются в несвойственных им концентрациях, превышающие естественные (фоновые) значения.

**Закон Авогадро** — в 1811 г. итальянский ученый А. Авогадро сформулировал закон: в равных объемах различных газов и паров, при одинаковых температуре и давлении, содержится одинаковое число молекул. Следствия закона Авогадро:

1 моль любого газа при нормальных условиях (температура  $273,15^\circ\text{K}$  и давление  $101325$  Па) занимает объем  $22,4$  л.



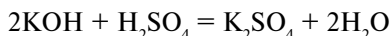
Плотности двух газов при одних и тех же давлении и температуре прямо пропорциональны их молярным массам.

**Пример 1.** 1 моль газообразного азота имеет массу 28 г и занимает объем 22,4 л при нормальных условиях и в нем содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул.

**Закон постоянства состава** — независимо от способа получения вещества его качественный и количественный состав остается постоянным.

**Закон сохранения массы** — масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе полученных продуктов реакции.

**Пример:** реакция нейтрализации:

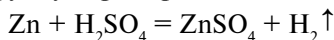


Если с 2 моль KOH реагирует 1 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , то масса реагирующих веществ равна

$$m(\text{KOH}) + m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot M(\text{KOH}) + 1 \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 56 + 98 = 210 \text{ г}$$

Масса продуктов реакции, вычисляемая как сумма масс сульфата калия и воды,  $m(\text{K}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot M(\text{K}_2\text{SO}_4) + 2M(\text{H}_2\text{O}) = 174 + 2 \cdot 18$ , также равна 210 г.

**Замещение** — тип реакций, в результате которых атом или функциональная группа в соединении замещается на другой атом или функциональную группу. Пример:



## И

**Идеальный газ** — газ, в котором взаимодействие между молекулами полностью отсутствует. Идеальный газ является простейшим модельным объектом молекулярной физики.

**Известкование почв** — внесение в почву извести или других известковых удобрений для устранения избыточной кислотности. Известкование почв является одним из способов химической мелиорации кислых почв.

**Известняк** — распространенная осадочная карбонатная горная порода из кальцита  $\text{CaCO}_3$ . Примеси: доломит, кварц и глинистые минералы. Образуется при химическом осаждении из морской и озерной воды, при накоплении известковых раковин и скелетов морских организмов (моллюски, кораллы). Применение: сырье для производства различных цементов, как строительный материал, флюс, химическое сырье и для известкования кислых почв.

**Известь** — вяжущий материал, получаемый обжигом и последующей переработкой известняка, мела и других известково-магнезиальных горных пород. По химическому составу она состоит преимущественно из  $\text{CaO}$ , а также  $\text{MgO}$  и небольшой примеси не-

разложившегося при обжиге  $\text{CaCO}_3$ , силикатов, алюминатов. *Негашеная* молотая известь — продукт тонкого помола комовой извести. *Гашеная* известь — высокодисперсный сухой порошок, получаемый взаимодействием негашеной извести с небольшим количеством воды или пара (гашением); состоит преимущественно из  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

**Изомеры** — это вещества, которые имеют одинаковый качественный и количественный состав, но различное химическое строение. Изомеры отличаются друг от друга химическими и (или) физическими свойствами.

**Изотопы** — разновидность атомов одного химического элемента, в ядрах которых содержится одинаковое число протонов, но разное число нейтронов. *Пример:* ядра атома водорода могут состоять из 1 протона  $^1\text{H}_1$  — (изотоп-протий), одного протона и одного нейтрона  $^2\text{H}_1$  — (изотоп-дейтерий или D), одного протона и двух нейтронов  $^3\text{H}_1$  (изотоп-тритий или T).

**Изоэлектрическая точка (pI)** — кислотность среды (pH), при которой определенная молекула или поверхность не несут электрического заряда.

**Ингибиторы** (лат. *inhibere* — задерживать) — вещества, замедляющие или предотвращающие течение какой-либо химической реакции (коррозии металла, старения полимеров, окисления топлива и смазочных масел, пищевых жиров и др). Ингибиторы находят широкое применение для предотвращения протекания нежелательных химических процессов, например, коррозии металлов. В этом случае применяют так называемые ингибиторы коррозии.

**Индикаторы (индикаторы химические)** — вещества, введение которых в реакционную систему позволяет установить окончание протекаемой химической реакции, концентрацию ионов водорода и т.д. по легко заметному признаку, чаще всего по изменению цвета раствора. Химические индикаторы чаще всего подразделяют на кислотно-основные индикаторы, окислительно-восстановительные индикаторы (редоксиндикаторы), комплексонометрические индикаторы, адсорбционные индикаторы. К кислотно-основным индикаторам относятся вещества, изменяющие окраску в зависимости от концентрации ионов водорода (реакции среды). Например, метиловый оранжевый в кислой среде — красный, а в щелочной среде — желтый, лакмус в щелочной среде — синий, фенолфталеин в кислой среде — бесцветный, а в щелочной — малиновый.

**Индуктивный эффект** — эффект смещения электронной пары простой  $\sigma$ -связи по направлению от менее электроотрицательного атома к более электроотрицательному атому.

**Интермедиаты** (intermedius — средний) — реакционные нестабильные промежуточные частицы.

**Иониты** (ионообменники, ионообменные сорбенты) — полимерные вещества и материалы, содержащие ионогенные и (или) комплексообразующие группы, способные к обмену ионов при контакте с растворами электролитов. Большинство ионитов — твердые нерастворимые полиэлектролиты аморфной или кристаллической структуры.

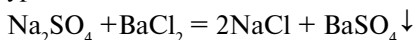
**Ионная связь** — тип химической связи, для которой характерно распределение электронной плотности вблизи ядер или групп атомов, близкое к электронной плотности свободных ионов. Ионная связь образуется между ионами за счет сил электростатического притяжения. При образовании ионной связи электронная плотность смещается от электроположительных атомов с низким *потенциалом ионизации* к электроотрицательным атомам с высоким *сродством к электрону*. Атомы элементов с числом электронов на внешнем электронном уровне, отличным от 8 (все элементы кроме инертных газов), стремятся изменить свою электронную конфигурацию таким образом, чтобы на их внешних оболочках оказалось по 8 электронов. «Электронный октет» представляет собой для большинства элементов наиболее устойчивую электронную конфигурацию. Один из способов образования такой конфигурации (электронная конфигурация инертных («благородных») газов) — перенос электронов: атомы одного элемента отдают электроны атомам другого элемента. В данном случае между этими атомами образуется ионная (гетерополярная) связь:



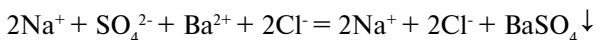
Ионная связь характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью (взаимодействие ионов не приводит к компенсации силовых полей и каждый ион может притягивать ион с противоположным зарядом по любому направлению). Соединения с ионной связью — это твердые тела с ионной кристаллической решеткой, где каждый ион окружен противоположно заряженными ионами: в кристалле NaCl катион  $\text{Na}^+$  окружен 6 анионами  $\text{Cl}^-$ .

**Ионные уравнения реакций** — запись химических реакций в виде взаимодействия между ионами:

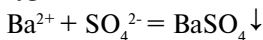
Молекулярное уравнение:



Ионное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение:



**Ионный обмен** — обратимый процесс стехиометрического обмена ионами между двумя контактирующими фазами. Обычно одна из фаз раствор электролита, другая — ионит.

**Ионы** — одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд, например  $\text{H}^+$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ . Положительно заряженные ионы называют катионами, отрицательно заряженные — анионами.

## К

**Калийные удобрения** — к калийным удобрениям относятся минеральные вещества, используемые как источник калийного питания растений. Основным источником калийных удобрений являются залежи природных калийных солей. Калийные удобрения преимущественно разделяют на сырые калийные соли и концентрированные калийные удобрения:

$\text{KCl}$  — хлористый калий,  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  — калийные соли смешанные,

$\text{K}_2\text{SO}_4$  — сульфат калия,  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4$  — калимагнезия,  $\text{KNO}_3$  — калиевая селитра,

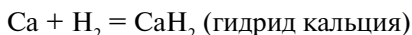
$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$  — аммофоска,

$\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$  — нитроаммофоска,  
 $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$  — карбоаммофоска.

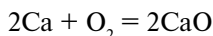
**Кальций** —  $^{20}\text{Ca}_{40,08}$ , металл серебристо-белого цвета, пластичный, плотность  $1,54 \text{ г/см}^3$ . Электронная конфигурация —  $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 s^2)$ . Имеет 6 стабильных изотопов, наиболее распространен  $^{20}\text{Ca}_{40}$  (96,97% в земной коре). Характерная степень окисления +2.

### Химические свойства:

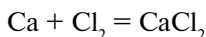
1. Взаимодействие с водородом:



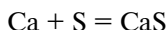
2. Взаимодействие с кислородом:



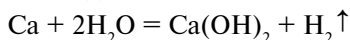
3. Взаимодействие с галогенами:



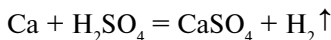
4. Взаимодействие с серой:



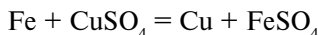
5. Взаимодействие с водой:



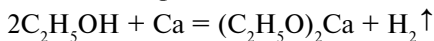
6. Взаимодействие с кислотами:



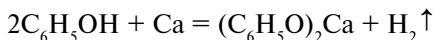
7. Взаимодействие с солями (реакция замещения):



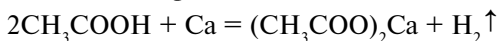
8. Взаимодействие со спиртами:



9. Взаимодействие с фенолом:



10. Взаимодействие с карбоновыми кислотами:

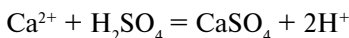


Вследствие высокой химической активности в свободном состоянии кальций в природе не встречается. Минералы:  $\text{CaCO}_3$  — кальцит (мел, мрамор, известняк),  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — гипс,  $\text{CaF}_2$  — флюорит,  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$  — апатит.

Оксид кальция  $\text{CaO}$  — основной оксид,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — сильное основание малорастворимое в воде. Растворимые соли кальция и магния в природной воде обуславливают жесткость воды.

Качественная реакция на катион кальция:

$\text{Ca}^{2+}$  + пламя → кирпично-красный цвет



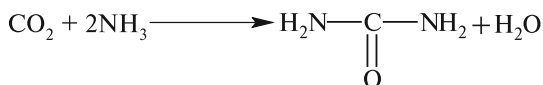
Осадок сульфата кальция растворяется в сульфате аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , а под микроскопом видны игольчатые кристаллы гипса  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

**Кальциевая селитра** — кальция нитрат, применяемый как азотное удобрение и для получения особо чистого  $\text{CaO}$ .

**Каменные угли** — класс твердых горючих ископаемых растительного происхождения; разновидность каустобиолитов, занимающая промежуточное положение (по метаморфизму) между бурыми углями и антрацитом.

**Каолин** — тонкодисперсная глинистая порода, состоящая в основном из каолинита  $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$ .

**Карбамид (мочевина)** — амид угольной кислоты, вещество, посредством которого организм человека освобождается от избытка азота. В промышленности получают из диоксида углерода с аммиаком:



**Карбанион** — углеродная частица, заряженная отрицательно и имеющая лишний электрон.

**Карбкатион** — углеродная частица, заряженная положительно, у которой не хватает одного электрона.

**Карбонаты** — Минералы, содержащие в своем составе углекислоту. Наиболее распространены в природе К. кальция и магния — кальцит и доломит, реже встречается магнезит. Еще более редки К. железа, свинца, цинка, марганца, стронция и бария (сидерит, церрусит, смитсонит, родохрозит, стронцианит, витерит и др.). Водный К. меди — малахит. Все К. растворяются в кислотах с выделением  $\text{CO}_2$  (с «кипением», «вскипание»). Обнаружение карбонатов в почве проводят органолептически и по вскипанию от 10%  $\text{HCl}$ . Количественное определение карбонатов в образцах почв проводят химическими методами. Для диагностики используют также рентгенографические и термические методы.

**Карборунд** — кремния карбид,  $\text{SiC}$ .

**Катализ** — изменение скорости химической реакции при воздействии веществ (катализаторов), которые участвуют в реакции, но не входят в состав продуктов.

**Катализатор** — вещество, которое ускоряет химические реакции, участвует в образовании промежуточных соединений, но в результате само не расходуется. Пример: при синтезе аммиака используют платиновый катализатор.

**Качественный анализ** — совокупность химических, физико-химических и физических методов, применяемых для обнаружения элементов, радикалов и соединений, входящих в состав анализируемого вещества или смеси веществ.

**Кварц** — кремния диоксид,  $\text{SiO}_2$ . самый распространенный породообразующий минерал, содержится во многих магматических, осадочных и метаморфических породах. Составляет 12% массы земной коры. По структуре — каркасный силикат. Твердость 7. Плотность 2,65. Один из устойчивых минералов в почве. Доминирует в песчаных фракциях почв (> 90%). С уменьшением размера частиц его содержание убывает, вплоть до коллоидных частиц (2–3% дисперсного К.) Высокие количества К. в почвах (песчаные почвы) обуславливает неблагоприятные их свойства: низкую поглотительную способность, высокую водопроницаемость, низкую влагоемкость, бесструктурность, малый запас питательных веществ. В то же время добавление кварцевого песка к тяжелым глинистым почв улучшает их водно-воздушный режим и является эффективным мелиоративным приемом.

**Керамика** — неметаллические материалы и изделия, получаемые спеканием глин или порошков неорганических веществ.

**Кислород** — при нормальных условиях кислород — газ без вкуса, без цвета, без запаха,  $T_{\text{кип.}} = -183\text{ }^{\circ}\text{C}$ ,  $T_{\text{пл.}} = -219\text{ }^{\circ}\text{C}$ , поддерживает горение, объемное содержание в воздухе 20,95%, в воде малорастворим, содержит 3 стабильных изотопа:  $^{16}\text{O}$  (99,76%),  $^{17}\text{O}$  (0,04%),  $^{18}\text{O}$  (0,20%). Электронная структура атома-  $1s^2 2s^2 2p^4$ . Кислород имеет две аллотропные модификации: линейная молекула кислорода ( $\text{O}_2$ ) и молекула озона ( $\text{O}_3$ ) с углом между связями  $116^{\circ}$ . Температура кипения озона минус  $111,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Наиболее распространенная степень окисления  $-2$ , проявляет с.о.  $-1$  ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ),  $+1$  ( $\text{O}_2\text{F}_2$ ),  $+2$  ( $\text{OF}_2$ ).

*Получение:*

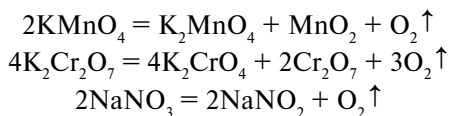
В промышленности — сжижением воздуха.

Термическое разложение бертолетовой соли-

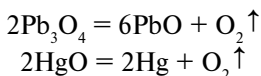


Термическое разложение:

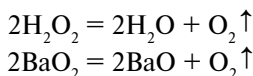
Солей:



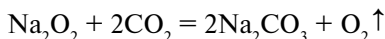
Оксидов:



Пероксидов-



Взаимодействие пероксида натрия с влажным углекислым газом воздуха:

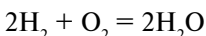


Электролиз воды в присутствии растворов солей, образованных: кислородсодержащими кислотами ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ...), см. *электролиз растворов солей*.

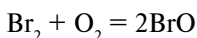
Кислород используют в металлургии, медицине, синтезе неорганических и органических продуктов.

Химические свойства:

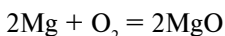
1. Взаимодействие с водородом:



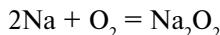
2. Взаимодействие с галогенами:



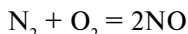
3. Взаимодействие с металлами:



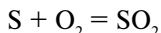
4. При сгорании натрия в избытке кислорода образуется пероксид натрия:



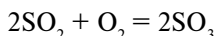
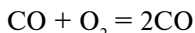
5. Взаимодействие с неметаллами при нагревании:



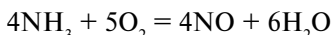
(температура выше  $1000^\circ\text{C}$  и электрический разряд)



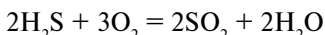
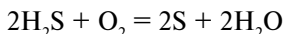
6. Взаимодействие с оксидами:



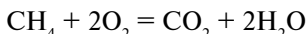
7. Взаимодействие с аммиаком и сероводородом при нагревании:



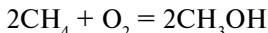
(каталитическое окисление аммиака)



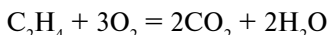
8. Взаимодействие с алканами:



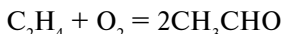
9. Каталитическое окисление алканов с образованием спирта:



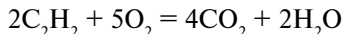
10. Взаимодействие с алкенами:



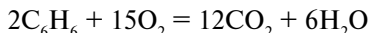
11. Каталитическое окисление алкенов с образованием альдегида:



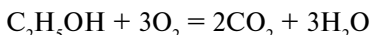
12. Взаимодействие с алкинами-



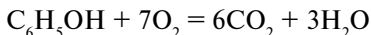
13. Взаимодействие с бензолом:



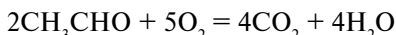
14. Взаимодействие со спиртами — горение спиртов:



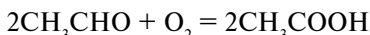
15. Взаимодействие с фенолом — горение фенола:



16. Взаимодействие с альдегидами — горение альдегидов:

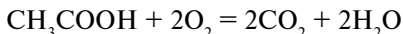


17. Каталитическое окисление альдегидов с получением соответствующих карбоновых кислот:

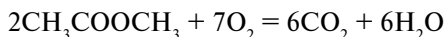




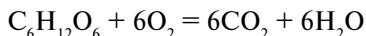
18. Взаимодействие с карбоновыми кислотами:



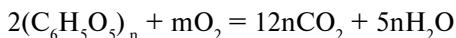
19. Взаимодействие со сложными эфирами:



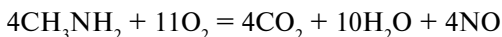
20. Взаимодействие с глюкозой:



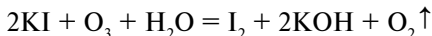
21. Взаимодействие с крахмалом, целлюлозой:



22. Взаимодействие с аминами:



Химические особенности озона. Озон более сильный окислитель, чем кислород. Для обнаружения озона используют реакцию:



С кислородом такая реакция не протекает.

**Кислоты** — сложные химические вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, соединенных с кислотным остатком (электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка).

Классификация кислот:

*кислородсодержащие* ( $\text{HNO}_3$  — азотная,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  — метакремниевая,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — серная,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — ортофосфорная)

*безкислородные* ( $\text{HCl}$  — хлороводородная (соляная),  $\text{H}_2\text{S}$  — сероводородная)

*одноосновные* ( $\text{HBr}$  — бромоводородная,  $\text{HNO}_3$ ),

*двухосновные* ( $\text{H}_2\text{CO}_3$  — угольная,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  — сернистая),

*трехосновные* ( $\text{H}_3\text{PO}_4$  — ортофосфорная),

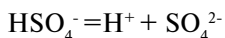
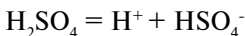
*сильные*, у которых *степень диссоциации* более 30% ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  — иодоводородная,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  — хлорная,  $\text{HMnO}_4$  — марганцевая),

*слабые*, у которых *степень диссоциации* менее 3% ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$  — азотистая). Ортофосфорная кислота относится к средним по силе кислотам.

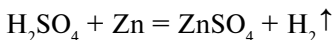
Для кислородсодержащих кислот с увеличением *степени окисления* сила кислоты увеличивается. Например,  $\text{HNO}_3$  (с.о. N = +5) более сильная кислота, чем  $\text{HNO}_2$  (с.о. N = +3), а  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (с.о. S = +6) более сильная, чем  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (с.о. S = +4). В ряду  $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4$  сила кислоты, увеличивается слева направо.

Химические свойства:

Диссоциация кислот в воде:



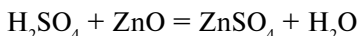
Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода в электрохимическом ряду напряжений — с выделением водорода:



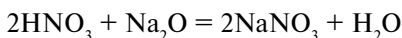
Взаимодействие с металлами, стоящими после водорода в *электрохимическом ряду напряжений*. Концентрированные и кислородсодержащие кислоты выделяют соответствующий оксид:



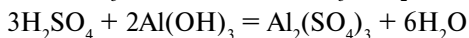
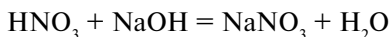
Взаимодействие с амфотерными оксидами:



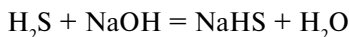
Взаимодействие с основными оксидами:



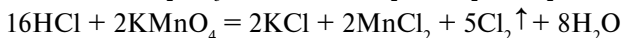
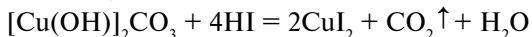
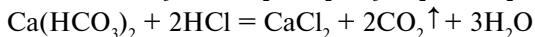
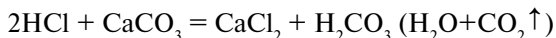
Взаимодействие с основаниями, в т.ч. амфотерными гидроксидами — реакция нейтрализации:



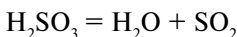
Многоосновные кислоты при их избытке в реакции образуют кислые соли:



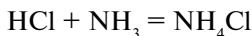
Взаимодействие с кислотами, средними и основными солями:



Разложение при нагревании на исходный оксид и воду:



Взаимодействие с аммиаком — образование солей аммония:



Взаимодействие с аминами:



(солянокислый метиламин или хлорид метиламмония)

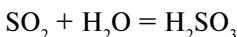
Реакция с кислотно-основными индикаторами:

Кислота + фенолфталеин = бесцветный раствор

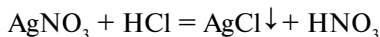
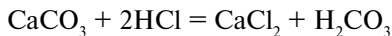
Кислота + метилоранж = красный цвет раствора

Получение:

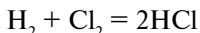
Взаимодействие кислотных оксидов с водой:



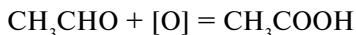
Вытеснение слабых кислот сильными кислотами из солей:



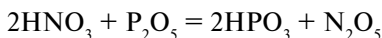
Синтез галогеноводородов с последующим растворением в воде:



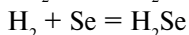
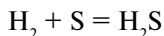
Карбоновые кислоты каталитическим окислением альдегидов:



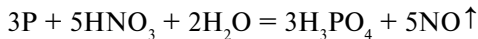
Удаление воды из кислот водоотнимающими веществами:



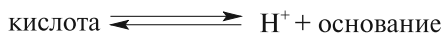
Бескислородные кислоты синтезом из простых веществ:



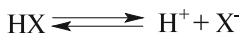
Использование окислительно-восстановительных реакций:



**Кислоты (по Бренстеду)** — молекулы или ионы, способные отдавать протон  $\text{H}^+$ , при этом превращается в сопряженное данной кислоте основание:



Для диссоциации слабых электролитов в разбавленных водных растворах мерой кислотности является положение равновесия в реакции:



Константа диссоциации для этой реакции

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

Эта величина меньше единицы, поэтому было введено значение  $pK_a = -\lg K_a$ . Чем меньше значение  $pK_a$ , тем больше кислотность по Бренстеду.

**Кислые дожди (кислотные дожди, кислые осадки)** — атмосферные осадки, имеющие кислую реакцию ( $\text{pH}_{\text{водн}} < 5,0$ ) из-за поступления во влажную атмосферу оксидов углерода, серы и азота, при взаимодействии которых с влагой атмосферы образуются угольная, серная и азотная кислоты. Источники таких оксидов: сжигание сланцев, углей, нефти, газа, городской транспорт, сельское хозяйство.

**Кларки химических элементов** — числовая оценка среднего содержания химического элемента в земной коре, литосфере, гидросфере-

ре, атмосфере, биосфере, ее живом веществе, Земле в целом, в различных горных породах, космических объектах и т.п. Выражается в единицах массы (процентах, г/т и др.) или в атомных процентах.

**Ковалентная связь** — образована электронной парой (или электронными парами), принадлежащей каждому из атомов, образующих ковалентную связь. Если два одинаковых атома неметалла образуют молекулу ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $F_2$ ), то образуется ковалентная неполярная связь, если два разных атома ( $HCl$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $NH_3$ ) — ковалентная полярная связь, где электронная плотность смещена к более электроотрицательному атому.

Ковалентная связь характеризуется длиной связи, энергией связи, направленностью и насыщаемостью.

*Длина связи* — расстояние между ядрами атомов, образующих связь (измеряют в нм — нанометрах). Чем меньше длина, тем прочнее связь.

*Энергия связи* — количество энергии, которое необходимо затратить на разрыв связи (измеряют в кДж/моль).

*Насыщаемость* — способность атома образовывать ограниченное число ковалентных связей (атом углерода образует не более четырех ковалентных связей, т.к. в возбужденном состоянии у него только четыре неспаренных электрона —  $C^* 1s^2 2s^1 2p^3$ , атом азота — не более 5, атом хлора — не более 7).

*Направленность* ковалентной связи — расположение перекрывающихся электронных облаков в пространстве (в местах наибольшего перекрывания и возникает ковалентная связь), что определяет пространственную структуру молекул. Например, молекулы  $HF$ ,  $HCl$  ... имеют гантелевидную форму молекулы за счет перекрывания s- и p-орбиталей атомов водорода и галогенов,  $H_2O$  имеет форму уголковой молекулы, а  $CH_4$ -метан в пространстве имеет форму тетраэдра. Форма молекулы в пространстве объясняется с позиций теории *гибридизации*.

**Коксовый газ** — горючий газ, образующийся в процессе коксования каменного угля, то есть при нагревании его без доступа воздуха до 900–1100 °С (в его состав входят водород, метан, оксиды углерода, пары каменно-угольной смолы, бензол, аммиак, сероводород и др.).

**Количественный анализ** — совокупность методов, для определения количества (содержания) элементов (ионов), радикалов, функциональных групп, соединений или фаз в анализируемом объекте.

**Коллоидная химия** — раздел химии, изучающий строение и свойства дисперсных систем и поверхностные явления.

**Консерванты** — вещества, которые используют с целью предотвращения порчи и увеличения срока годности различных объектов

(пищевые и косметические продукты, древесина и др.). В качестве консервантов, в зависимости от объекта консервации, могут выступать разные классы веществ: окислители, комплексообразователи, восстановители, антимикробные или противогрибковые композиции и так далее.

**Константа равновесия химической реакции** — численно равна отношению произведений концентраций продуктов химической реакции, взятых в степенях, равных их *стехиометрическим коэффициентам*, к произведению концентраций исходных веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам. См. *химическое равновесие*.

**Константа скорости химической реакции** — численно равна скорости химической реакции при концентрации каждого из реагирующих веществ равных 1 моль/л. Константа скорости зависит от температуры, природы реагирующих веществ, но не зависит от их концентраций.

**Концентрация растворов (выражение состава растворов):**

*Массовая доля* растворенного вещества в растворе — отношение количества граммов вещества к 100 г раствора. *Пример 1:* если в 80 г  $\text{H}_2\text{O}$  растворили 20 г КОН, то массовая доля КОН в растворе равна  $20/(20+80) = 0,2$ .

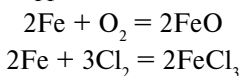
*Процентная концентрация* — это количество граммов вещества, содержащееся в 100 г раствора (может быть выражена в процентах).

*Молярная концентрация* — количество молей вещества, содержащееся в 1 литре раствора.

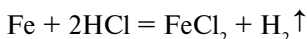
**Координационная связь** — см. *Донорно-акцепторный механизм*.

**Коррозия металлов** — окислительно-восстановительные реакции, приводящие к разрушению металлов под воздействием окружающей среды. Различают коррозию химическую (окисление металла не сопровождается возникновением электрического тока в системе) и электрохимическую (разрушение металла происходит в среде электролита и процесс сопровождается возникновением электрического тока внутри системы).

*Примеры:* химическая коррозия в газовой среде:



*Электрохимическая коррозия* — разрушение железа в присутствии меди в кислой среде:

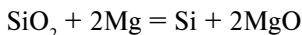


Железо, как более активный металл, отдает электроны атомам меди и переходит в раствор, а ионы водорода, принимая электроны от меди, переходят в молекулярный водород.

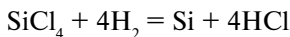
**Кремний** — порядковый номер в таблице Д. И. Менделеева — 14, заряд ядра = +14, атомная масса — 28,085. Стабильные изотопы:  $^{28}\text{Si}_{14}$  (92,27%),  $^{29}\text{Si}_{14}$  (4,68%),  $^{30}\text{Si}_{14}$  (3,05%). В чистом виде кремний серого цвета с металлическим блеском, плотность 2,33 г/см<sup>3</sup>, температура плавления  $T_{\text{пл.}} = 1423^\circ\text{C}$ , электронная конфигурация —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ . Валентность — 2, 4. Степень окисления: -4, +2, +4. Неметалл, в природе в основном встречается в виде  $\text{SiO}_2$  (кварц, силикаты, алюмосиликаты),  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  (полевой шпат),  $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (асбест),  $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (слюда),  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (каолинит). Используют как полупроводник, в металлургии — для получения специальных сталей.

Получение:

Металлотермия:



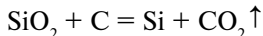
Восстановление тетрахлорида кремния:



Термическое разложение моносилана:

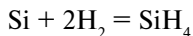


Восстановление углем:

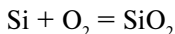


Химические свойства: реакции проводят при высоких температурах.

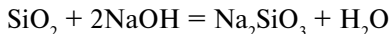
Взаимодействие с водородом — образование гидрида — силана:



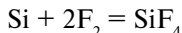
Взаимодействие с кислородом — образование оксида:



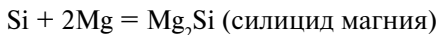
$\text{SiO}_2$  не растворяется в воде и кислотах, но растворяется в щелочах при нагревании:



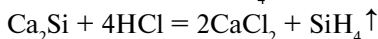
Взаимодействие с галогенами — образование галогенидов:



Взаимодействие с металлами —



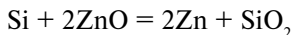
Силициды щелочных и щелочно-земельных металлов реагируют с кислотами с выделением силана ( $\text{SiH}_4$ ):



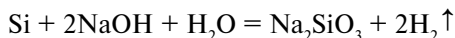
Взаимодействие с неметаллами при высоких температурах:



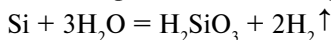
Взаимодействие с оксидами металлов:



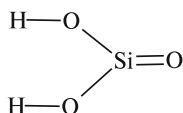
Взаимодействие с гидроксидами щелочных металлов:



Взаимодействие с водой при высоких температурах (400–500°C):

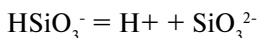
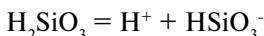


**Кремниевая кислота** —  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , соли — силикаты. Структурная формула:

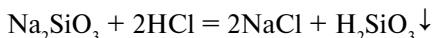


Структурные звенья объединяются в цепи, образуя поликремниевые кислоты  $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$ .

Кислота слабая, в воде малорастворимая. Диссоциация по двум ступеням:



Получение: реакцией обмена между силикатами и сильными кислотами:

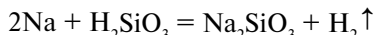


Химические свойства:

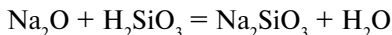
Разложение при нагревании:



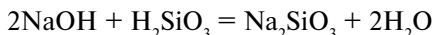
Взаимодействие с активными металлами:



Взаимодействие с основными оксидами:



Взаимодействие со щелочами — реакция нейтрализации:



Концентрированные растворы силикатов Na и K называют жидким стеклом, используют для изготовления силикатного клея. В состав цемента входит силикат кальция, процесс «схватывания» цемента:



**Кристаллизация** — метод разделения и очистки смесей веществ, основанный на разной растворимости компонентов смеси.

**Кристаллические решетки** — характерны для твердых веществ, в которых частицы расположены определенным образом в точках пространства, наподобие каркаса. Такой пространственный каркас называют кристаллической решеткой, а точки, где расположены частицы, называют узлами кристаллической решетки. Если в узлах кристаллической решетки находятся ионы, то кристаллическую решетку называют ионной, если отдельные атомы — атомной, если молекулы — молекулярной, если металлы — металлической. Ионные кристаллические решетки образуют вещества с ионным типом связи, например, кристаллы хлорида натрия (NaCl). Такие вещества твердые, тугоплавкие, малолетучие, растворимые в полярных растворителях (H<sub>2</sub>O, спирты). Атомные кристаллические решетки образуют преимущественно неметаллы, например: бор, кремний, углерод. Между атомами в решетке связь ковалентная, а вещества имеют высокую температуру плавления, прочные, твердые, практически нерастворимые в жидкостях. Молекулярные кристаллические решетки образуют, например, в твердом состоянии галогены (F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>), некоторые газы (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>), озон, фосфор, сера, органические соединения и т.д. Молекулы в кристаллической решетке связаны слабыми межмолекулярными связями, поэтому вещества с молекулярной кристаллической решеткой не твердые, с низкой температурой плавления, нерастворимы или малорастворимы в воде, практически не проводят электрический ток. Металлическая кристаллическая решетка характерна для металлов в твердом состоянии (см. **металлы**).

**Круговорот веществ** — многократно повторяющиеся процессы превращения и перемещения веществ в природе, имеющие более или менее циклический характер. Различают большой геологический круговорот веществ и малый биологический круговорот веществ.

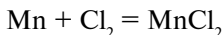
## Л

**Легкие металлы** — металлы, плотность которых меньше 5 г/см<sup>3</sup>, например, алюминий, ртуть, цезий и т.д.

**Легкоплавкие металлы** — металлы, у которых температура плавления ниже 1000 °С, например, ртуть, галлий, алюминий и т.д.

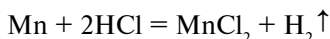
## М

**Марганец** — Mn, металл серого цвета с металлическим блеском, тугоплавкий. Проявляет в химических соединениях степени окисления +2 (MnSO<sub>4</sub>, MnCl<sub>2</sub>...), +4 (MnO<sub>2</sub>), +6 (K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>), +7 (KMnO<sub>4</sub>). Не реагирует с водородом, кислородом, но при повышенных температурах реагирует с галогенами:



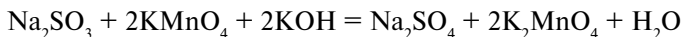


Растворяется в кислотах:

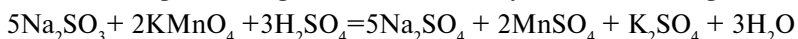


Практическое значение имеют соли марганцевой кислоты — перманганаты (перманганат калия — сильный окислитель). В зависимости от реакции среды получают различные продукты в окислительно-восстановительных реакциях:

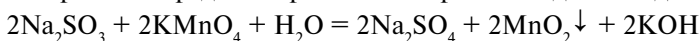
В щелочной среде — образование мanganита калия:



В кислой среде — образование солей двухвалентного марганца:



В нейтральной среде — образование черного осадка оксида  $\text{MnO}_2$ :



**Международная система единиц (Système International d'Unités, SI)** — система единиц (СИ) физических величин, принятая 11-й Генеральной конференцией по мерам и весам (Париж, 1960). СИ включает три группы единиц: основные (метр, килограмм, секунда, ампер, кельвин, кандела, моль), дополнительные (радиан, стерадиан) и производные.

**Мезоэлементы** — химические элементы, необходимые растениям в существенных дозах и содержащиеся в почвах в достаточных количествах (кальций и магний) или не всегда в достаточных (сера и железо). Среднее содержание в растениях Ca, Mg, S и Fe соответственно равно 16, 3, 2 и 0,10 г/кг сухого вещества. Железо обычно считается мезоэлементом и микроэлементом. Его дефицит, например, приводит к хлорозу.

**Мелиорация химическая** — совокупность химических методов, используемых для проведения мероприятий улучшения почв, их физических и химических свойств. Мелиорация повышает плодородие почв и позволяет использовать ранее непригодные для земледелия почвы. Основные способы химической мелиорации почв — это известкование и гипсование почв.

**Металлическая связь** — осуществляется за счет валентных (внешних) электронов, которые свободно перемещаются по свободным электронным орбитальям соседних атомов. Например, атом Na в кристаллической решетке окружен 8 другими атомами, у каждого из которых имеются свободные 3s, 3p, 3d-электронные орбитали, взаимодействующие друг с другом. Валентный 3s'-электрон свободно перемещается по этим орбитальям, как и другие валентные электроны каждого из атомов. В целом, «электронный газ» перемещается по всему «куску» металла, что обеспечивает пластичность металлов, в отличие от хрупких кристаллов с ковалентной связью.

**Металлы** — химические элементы, которые в периодической таблице Д. И. Менделеева находятся в I, II, III группах (кроме В), в IV группе — Ge, Sn, Pb, в V группе — Sb, Bi, в VI группе — Po, а также все d- и f- элементы. В кристаллических решетках металлов между атомами осуществляется металлическая связь. *Физические свойства:* все металлы, кроме ртути, твердые вещества, серебристо-белого цвета, непрозрачные, обладают пластичностью, высокой электро- и теплопроводностью. Наибольшая электрическая проводимость характерна для Ag, Cu, Au, Al, Fe.

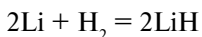
В зависимости от плотности различают легкие (Li - плотность 0,53 г/см<sup>3</sup>, Mg — 1,74 г/см<sup>3</sup>, Ca — 1,54 г/см<sup>3</sup>) и тяжелые (Os - плотность 22,6 г/см<sup>3</sup>, Au — 19,3 г/см<sup>3</sup>, Ag — 10,5 г/см<sup>3</sup>, Cu — 8,94 г/см<sup>3</sup>) металлы.

В зависимости от температуры плавления различают легкоплавкие (температура плавления менее 1000 °С, например, T<sub>пл.</sub> Hg = -38,9°С, T<sub>пл.</sub> Cs = +29°С) и тугоплавкие (температура плавления выше 1000 °С: T<sub>пл.</sub> Au = 1046,49°С, T<sub>пл.</sub> W = 3390°С) металлы.

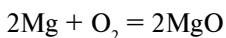
Металлы отличаются по твердости: твердые металлы могут резать стекло (хром), а мягкие режутся ножом (натрий, калий).

*Химические свойства:* металлы сравнительно легко отдают электроны в химических реакциях и переходят в положительно заряженные ионы, т.е. являются восстановителями.

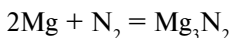
Взаимодействие с водородом — образуют *гидриды*:



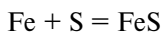
Взаимодействие с кислородом — оксиды металлов:



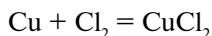
Взаимодействие с азотом — нитриды:



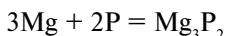
Взаимодействие с серой — сульфиды:



Взаимодействие с галогенами — галогениды:

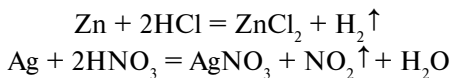


Взаимодействие с фосфором — фосфиды:

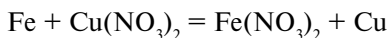


Взаимодействие с металлами — интерметаллические соединения с металлической связью (Mg<sub>2</sub>Sn, Cu<sub>3</sub>Al, NiSb...), а также *сплавы*.

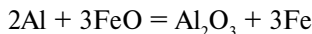
Взаимодействие с кислотами:



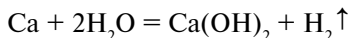
Взаимодействие с солями:



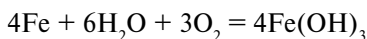
Взаимодействие с оксидами:



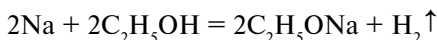
Взаимодействие с водой:



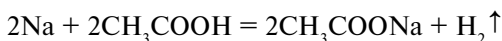
Коррозия металлов:



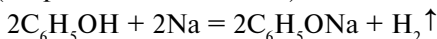
Со спиртами:



С карбоновыми кислотами:



С фенолом («карболовой кислотой»):

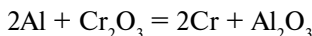


Получение металлов:

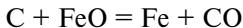
*Электролиз* расплавов солей.

*Электролиз* растворов солей.

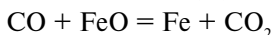
Алюминотермия:



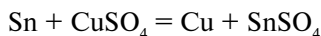
Восстановление углеродом (коксом):



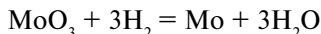
Восстановление оксидом углерода (II):



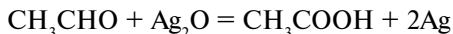
Реакции замещения из растворов солей:



Восстановление водородом:



Реакция «серебряного зеркала»:



**Металлоорганические соединения** — органические соединения, которые содержат в молекуле связь металл — углерод (Me — C).

**Металлургия** — область науки, техники, отрасль промышленности, включающие производство металлов из природного сырья (руд) и других металлосодержащих продуктов, получение сплавов, обработку металлов, нанесение покрытий из металлов.

**Механизм реакции** — последовательность всех происходящих в ее процессе элементарных изменений реагирующих молекул.

**Микроэлементы** — элементы минерального питания, постоянно присутствующие в высших растениях в небольших количествах; их отсутствие в почвах ставит под угрозу развитие растений или

даже полностью его подавляет. Важнейшие: Mn, Zn, Cu, B, Mo, Co и Se. Среднее содержание М. в растениях соответственно равно 20, 15, 3–5, 20, 0,1; 0,05 мкг/г сухого вещества.

**Минерализация** (для органических веществ в химическом анализе) — разложение органических веществ и материалов на их основе с целью выделения определяемых элементов в виде устойчивых неорганических соединений, удобных для анализа подходящим методом.

**Минерализация воды** — насыщение воды неорганическими (минеральными) веществами, находящимися в виде как ионов, так и коллоидов. М. в. выражается в г/л или мг/л (иногда в г/кг).

**Минеральные удобрения** (туки) — удобрения, которые содержат питательные для растений химические элементы в виде неорганических соединений, преимущественно солей.

**Минералы** — природные твердые образования с характерными химическим составом, кристаллической структурой и свойствами. Минералы формируются в результате длительных физических, физико-химических и химических процессов.

**Молекула** — наименьшая частица вещества, обладающая всеми химическими свойствами этого вещества.

**Моль** — количество вещества, содержащее столько же структурных элементов (атомов, молекул, электронов, других частиц, ионов), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода-12, т.е.  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Пример: 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  имеет массу 18 г. В 1 Моль воды содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул.

**Молярная концентрация** — определяется как отношение количества вещества (выраженное в молях), содержащегося в растворе, к объему этого раствора: Пример: молярная концентрация раствора, в 200 мл которого содержится 20 г NaOH, составляет —  $20 / (40 \cdot 200) \cdot 1000 = 0,25$  моль/л или 0,25 М, где 40 — молярная масса едкого натра (г/моль), 1000 — коэффициент пересчета миллилитров в литры. См. также концентрация растворов.

**Молярная масса** — масса вещества, взятого в количестве 1 моль. Пример: молярная масса воды  $\text{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль.

## Н

**Необратимые процессы** — процессы, которые могут протекать самопроизвольно только в одном направлении.

**Неорганические волокна** — волокнистые материалы, получаемые из некоторых простых веществ (B, металлы), их оксидов (Si, Al или Zr), карбидов (Si или B), нитридов (Al) и др., а также из смесей указанных соединений, например различных оксидов или карбидов.

**Неполярная (симметричная) ковалентная связь** — связь между атомами с практически равной электроотрицательностью и, следовательно, равномерным распределением электронной плотности между ядрами атомов (см. также *Ковалентная связь*).

**Нитрогруппа** — одновалентная группа  $\text{NO}_2$ , остаток азотной кислоты  $\text{HNO}_3$

**Номенклатура** (лат. nomenclatura — перечень, роспись имен) — совокупность названий индивидуальных химических веществ, их групп и классов, а также правила составления этих названий.

## О

**Обратимые процессы** — процессы обратимы, если они допускают возвращение рассматриваемой системы из конечного состояния в исходное через ту же последовательность промежуточных состояний, что и в прямом процессе, но проходимую в обратном порядке.

**Общая химия** — совокупность нескольких разделов химии, которая обычно включает информацию о химических и физических свойствах важнейших неорганических, органических веществ, основные сведения о теории строения вещества, элементы химической термодинамики и кинетики, учение о растворах, сведения о закономерности органического синтеза, основы физико-химического анализа веществ и др.

**Общая характеристика элементов главной подгруппы (II) группы периодической системы.** *Щелочноземельные металлы:*

Бериллий  ${}^4\text{Be}_{9,01218}$ , электронная конфигурация:  $(1s^2 2s^2)$ ,

Магний  ${}^{12}\text{Mg}_{24,305}$ , электронная конфигурация:  $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2)$ , Кальций  ${}^{20}\text{Ca}_{40,08}$ , электронная конфигурация  $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2)$ , Стронций  ${}^{38}\text{Sr}_{87,62}$ , электронная конфигурация:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ ,

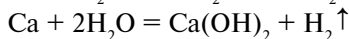
Барий  ${}^{56}\text{Ba}_{137,3}$   $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2)$ ,

Радий  ${}^{88}\text{Ra}_{[223]}$   $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2)$ .

Относятся к s-элементам. Все активные металлы. На внешнем электронном уровне находится 2 электрона. При образовании химических связей металл отдает два электрона и превращается в ион ( $\text{Ca} - 2e^- = \text{Ca}^{2+}$ ), т.е. щелочноземельные металлы являются восстановителями. С увеличением порядкового номера в подгруппе металлические свойства увеличиваются (барий и радий более активные металлы, чем бериллий и магний, радий — радиоактивный элемент), электроотрицательность — уменьшается, энергия ионизации — уменьшается (электрон легче отнять с внешнего уровня у радия, чем у бериллия за счет большего радиуса атома), радиус атома и радиус катиона — увеличивается, плотность — увеличивается. Все металлы

обладают высокой электро- и теплопроводностью, пластичностью. Характерная валентность — 2, характерная степень окисления: +2.

Оксиды щелочно-земельных металлов ( $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{RaO}$ ) — **оксиды основные**, оксид бериллия ( $\text{BeO}$ ) относят к амфотерным оксидам. При реакции металла с водой образуются основания:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ra}(\text{OH})_2$ , например:



$\text{Be}(\text{OH})_2$  и  $\text{BeO}$  проявляют свойства амфотерного основания и оксида и реагируют как с кислотами, так и с основаниями, см. *амфотерные основания и оксиды амфотерные*. Водородные соединения — *гидриды* металлов, например:  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{MgH}_2$ .

Химические свойства щелочно-земельных металлов см. на примере кальция. Вследствие высокой химической активности в свободном состоянии щелочноземельные металлы в природе не встречаются. Наиболее распространенные минералы:  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  — карналлит,  $\text{CaCO}_3$  — мел, мрамор, известняк,  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  — доломит и т.д.

**Общая характеристика элементов главной подгруппы (IV) группы периодической системы.**

Углерод —  ${}^6\text{C}_{12,011}$  ( $1s^2 2s^2 2p^2$ ),

Кремний —  ${}^{14}\text{Si}_{28,085}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ),

Германий —  ${}^{32}\text{Ge}_{72,5}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^{10} 4s^2 4p^2$ ),

Олово —  ${}^{50}\text{Sn}_{118,6}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$ ),

Свинец —  ${}^{82}\text{Pb}_{207,2}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$ ) относятся к р-элементам. На внешнем электронном уровне находится 4 электрона (2 на s-подуровне и 2 на p-подуровне). В возбужденном состоянии один электрон с s-подуровня переходит на p-подуровень:  $\text{C}^*$  ( $1s^2 2s^1 2p^3$ ),  $\text{Si}^*$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ ) и т.д. С увеличением порядкового номера в подгруппе металлические свойства увеличиваются, а неметаллические ослабевают (углерод — типичный неметалл, а свинец — типичный металл), электроотрицательность — уменьшается, энергия ионизации — уменьшается (электрон легче отнять с внешнего уровня у свинца, чем у углерода за счет большего радиуса атома), радиус атома — увеличивается. Характерная валентность — 2, 4. Характерные степени окисления: -4, +2, +4. Наиболее распространенные оксиды:  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{GeO}$ ,  $\text{GeO}_2$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{PbO}_2$ . Водородные соединения —  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{SnH}_4$ ,  $\text{GeH}_4$ ,  $\text{PbH}_4$ . Галогенопроизводные —  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{PbCl}_4$ ...

Химические свойства: см. *металлы, углерод, кремний* и их соединения.

**Общая характеристика элементов главной подгруппы (V) группы периодической системы:**

${}^7\text{N}_{14,0067}$  ( $1s^2 2s^2 2p^3$ ) — азот,

$^{15}\text{P}_{30,97376}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ )- фосфор,

$^{33}\text{As}_{74,9216}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ )- мышьяк,

$^{51}\text{Sb}_{121,7}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$ ) — сурьма,

$^{83}\text{Bi}_{208,9804}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$ ) — висмут.

Относятся к р-элементам. На внешнем электронном уровне находится 5 электронов. В возбужденном состоянии один электрон с s-подуровня переходит на свободный d-подуровень:  $\text{P}^*$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$ ). С увеличением порядкового номера в подгруппе металлические свойства увеличиваются, а неметаллические ослабевают (азот и фосфор — типичные неметаллы, мышьяк проявляет металлические свойства, а сурьма и висмут — типичные металлы), электроотрицательность — уменьшается, энергия ионизации — уменьшается (электрон легче отнять с внешнего уровня у висмута, чем у азота за счет большего радиуса атома), радиус атома — увеличивается. Характерные степени окисления:  $-3, +3, +5$  (для As, Sb, Bi),  $-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5$  (N),  $-3, +1, +3, +5$  (P). Азот и фосфор входят в состав всех живых организмов.

Распространенные оксиды:  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{GeO}$ ,  $\text{As}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .

Водородные соединения —  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{SbH}_3$ ,  $\text{BiH}_3$ . Галогенопроизводные —  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{AsCl}_3$ ,  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{AsF}_5$ ,  $\text{SbF}_5$ ,  $\text{SbCl}_5$ ...

Химические свойства см. на примере азота, фосфора, металлов.

### **Общая характеристика элементов главной подгруппы (VI) группы периодической системы:**

$^{8}\text{O}_{15,9999}$  ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ) — кислород,

$^{16}\text{S}_{32,06}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ) — сера,

$^{34}\text{Se}_{78,9}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ ) — селен,

$^{52}\text{Te}_{127,6}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$ ) — теллур,

$^{84}\text{Po}_{[209]}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^4$ ) - полоний.

Относятся к р-элементам. На внешнем электронном уровне находится 6 электронов. В возбужденном состоянии один электрон с s-подуровня и один электрон с p-подуровня переходят на свободный d-подуровень:  $\text{S}^*$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ ). С увеличением порядкового номера в подгруппе металлические свойства увеличиваются, а неметаллические ослабевают (O и S — типичные неметаллы и окислители, Po — металл, радиоактивный элемент), электроотрицательность — уменьшается, энергия ионизации — уменьшается (электрон легче отнять с внешнего уровня у полония, чем у кислорода за счет большего радиуса атома), радиус атома — увеличивается. Характерные степени окисления:  $-2, +4, +6$  (кислород имеет степень окисления  $-2$ , кроме соединений с фтором ( $\text{OF}_2$ ), где с.о. кислорода  $+2$ , а также пероксидов ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), где с.о. =  $-1$ ).

При нормальных условиях *кислород* — газ, *сера* — твердое вещество, селен и теллур имеют несколько полиморфных модификаций, образованных цепочками -Se-Se-Se-... и -Te-Te-Te-... Селен обладает полупроводниковыми свойствами.

Кислородные соединения:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{SeO}_3$ ,  $\text{TeO}_2$ ,  $\text{TeO}_3$ ,  $\text{PoO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  ...

Водородные соединения —  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ . В этом ряду вода — жидкость при комнатной температуре (за счет межмолекулярной *водородной связи*), остальные вещества — газы. Галогенопроизводные —  $\text{OF}_2$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{SOCl}_2$ ,  $\text{SeF}_4$ ,  $\text{SeF}_6$ ,  $\text{TeF}_6$ .

Химические реакции см. на примере *кислорода* и *серы* и их соединений.

### Общая характеристика элементов главной подгруппы (VII) группы периодической системы:

${}^{19}\text{F}_{18,998403}$  ( $1s^2 2s^2 2p^5$ ) — фтор,

${}^{35}\text{Cl}_{35,453}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ) — хлор,

${}^{81}\text{Br}_{79,904}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ )-бром,

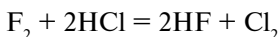
${}^{127}\text{I}_{126,9045}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$ ) — йод,

${}^{210}\text{At}_{210}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$ ) — астат.

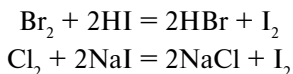
Относятся к р-элементам. На внешнем электронном уровне находится 7 электронов, на р-подуровне —  $5e^-$ . В возбужденном состоянии один электрон с s-подуровня и один электрон с р-подуровня переходят на свободный d-подуровень:  $\text{Cl}^*$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$ ). С увеличением порядкового номера в подгруппе неметаллические ослабевают (фтор и *хлор* — неметаллы, газы, бром — неметалл, жидкость при комнатной температуре, *И* — твердое вещество, астат — радиоактивный элемент),  $T_{\text{пл}}$  и  $T_{\text{кип}}$  — увеличиваются, электроотрицательность — уменьшается (фтор — самый сильный электроотрицательный элемент), энергия ионизации — уменьшается (электрон легче отнять с внешнего уровня у астата, чем у фтора за счет большего радиуса атома), радиус атома — увеличивается. Могут проявлять степени окисления, кроме фтора: от -1 до +7. Степень окисления -1 является самой устойчивой. В молекулах галогенов два атома, связь *ковалентная* неполярная ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ).

Кислородные соединения:  $\text{OF}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_6$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBrO}$ ,  $\text{HIO}$ ,  $\text{HIO}_3$

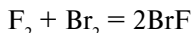
Химические свойства. Все галогены могут быть окислителями. Химическая активность галогенов уменьшается от фтора к йоду. Из соединений галогенов с водородом и металлами фтор может вытеснять все остальные, хлор — только бром и йод, а бром — только йод:







Фтор, как самый сильный окислитель способен окислять другие галогены и при облучении реагировать с инертными газами:

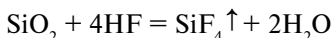
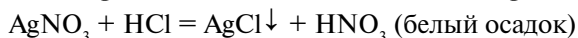


$\text{Xe} + \text{F}_2 = \text{XeF}_2$  (фторид ксенона (II)) — бесцветное кристаллическое вещество, растворимое в воде)

Водородные соединения — HF, HCl, HBr, HI — газообразные вещества, при растворении в воде дают соответствующие галогеноводородные кислоты. Энергия связи между атомами в этом ряду уменьшается слева направо. Фтороводородная кислота более слабая в ряду, т.к. молекулы HF связаны водородными связями.

Другие химические свойства галогенов см. на примере хлора. Нахождение в природе:  $\text{CaF}_2$  — флюорит,  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  — криолит, NaCl — каменная соль, KCl — сильвин,  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$  — сильвинит,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  — карналлит..., бром и йод — в буровых водах.

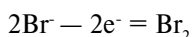
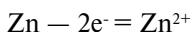
Качественные реакции на галогенид-ионы с нитратом серебра:



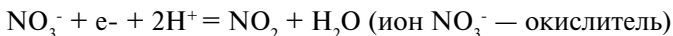
(образование фторида кремния и разведение стекла)

**Применение.** Фтор используют для получения тефлона и фреонов, как окислитель в ракетных топливах, соли — фториды — в медицине, зубных пастах. Хлор — для получения соляной кислоты, солей, отбеливания тканей, в органическом синтезе. Бром и йод — в медицине, фотографии, неорганическом и органическом синтезе.

**Окисление** — процесс, при котором происходит отдача электронов атомом, молекулой или ионом. Наблюдается в окислительно-восстановительных реакциях. Примеры:

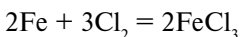


**Окислитель** — атом, молекула или ион, которые принимают электроны в окислительно-восстановительных реакциях. *Пример:*

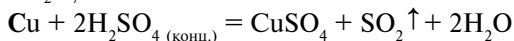


**Важнейшие окислители:**

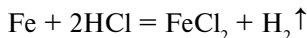
Неметаллы (галогены, кислород, сера), которые в результате реакций превращаются в одноатомные анионы:



Кислородсодержащие ионы и молекулы, в которых центральный атом имеет высшую или близкую к ней степень окисления ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ...):

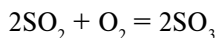


Одноатомные катионы, в которых элементы проявляют свою высшую степень окисления ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{H}^+$  ...):

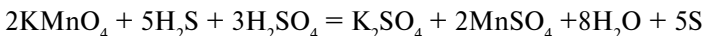


**Окислительно-восстановительные реакции** — реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ. Примеры:

1. Реакции межмолекулярного окисления-восстановления:



Сера изменяет **степень окисления** от +4 до +6, а кислород от 0 до –2.

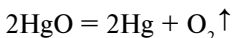


Марганец изменяет степень окисления от +7 до +2, а сера — от 2 до 0.

*Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления:*



Хлор и кислород в молекуле  $\text{KClO}_3$  имеют степени окисления соответственно +5 и –2 (хлор — окислитель, а кислород — восстановитель). В продуктах реакции в молекуле хлорида калия степень окисления хлора –1, в молекуле кислорода степень окисления кислорода равна 0.

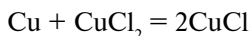


*Реакции диспропорционирования:*



Хлор из степени окисления +5 ( $\text{KClO}_3$ ) переходит в +7 ( $\text{KClO}_4$ ) и 1 ( $\text{KCl}$ ).

*Реакции компрпорционирования:*



Медь в исходных веществах имеет степень окисления 0 ( $\text{Cu}$ ) и +2 (в  $\text{CuCl}_2$ ), в продукте реакции +1 ( $\text{CuCl}$ ). См. также восстановитель, окислитель.

**Оксиды** — сложные химические вещества, состоящие из атомов химического элемента, соединенного с кислородом, например:  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ .

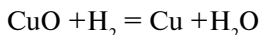
*Классификация оксидов:*

I — *солеобразующие*: оксиды кислотные ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$  ...), оксиды основные ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$  ...) и оксиды амфотерные ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ),

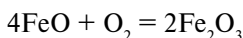
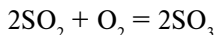
II — *несолеобразующие* ( $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  ...), пероксиды (или переки-  
си —  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{ZnO}_2$ ,  $\text{BaO}_2$  ...). Названия:  $\text{SO}_2$ - оксид серы (IV),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — оксид железа (III).

*Химические свойства оксидов:*

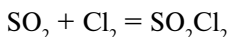
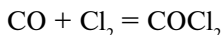
Взаимодействие с водородом:



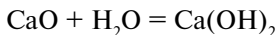
Взаимодействие с кислородом:



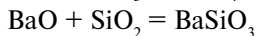
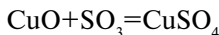
Взаимодействие с галогенами:



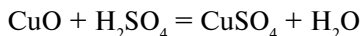
Взаимодействие с водой:



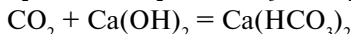
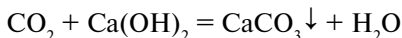
Взаимодействие с оксидами:



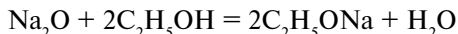
Взаимодействие с кислотами:



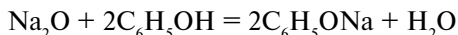
Взаимодействие с основаниями — образование средних или кис-  
лых солей:



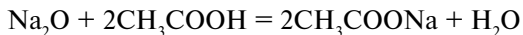
Взаимодействие со спиртами:



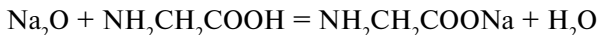
Взаимодействие с фенолом:



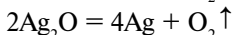
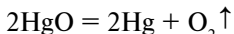
Взаимодействие с карбоновыми кислотами:



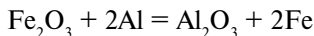
Взаимодействие с аминокислотами:



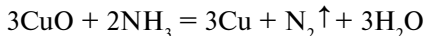
Термическое разложение оксидов ртути и благородных металлов:



Реакции с некоторыми металлами (см. *алюминотермия*) при нагревании:

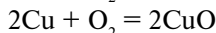
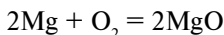


Взаимодействие с аммиаком при нагревании:

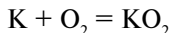


Получение оксидов:

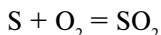
Окисление металлов:



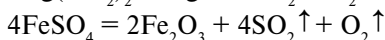
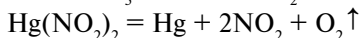
При окислении щелочных металлов образуются *пероксиды*:



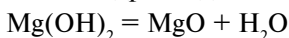
Окисление неметаллов:



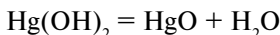
Термическое разложение солей:



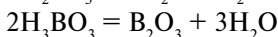
Термическое разложение гидроксидов:



При комнатной температуре происходит разложение:



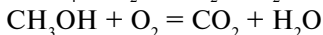
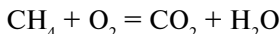
Термическое разложение кислот:



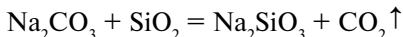
Реакции обмена между солями и сильными кислотами:



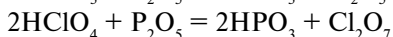
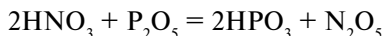
Горение органических соединений:



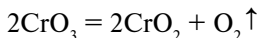
Вытеснение летучих оксидов из солей менее летучими оксидами:



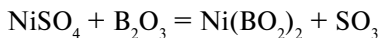
Удаление воды водоотнимающими веществами:



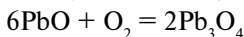
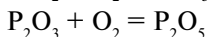
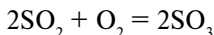
Термическое разложение оксидов с более высокой степенью окисления:



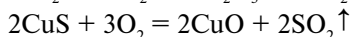
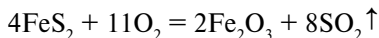
Вытеснение оксидов из солей при высоких температурах, если образуется более летучий оксид:



Окисление оксидов с низкой степенью окисления:

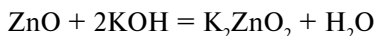
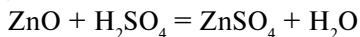
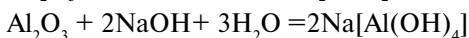
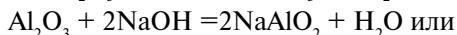
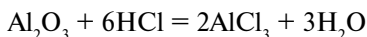


Обжиг сульфидов:

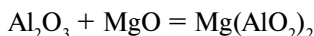


Данный метод не применим для обжига сульфидов щелочных металлов, т.к. в этом случае образуются сульфаты.

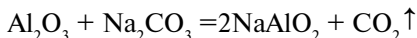
**Оксиды амфотерные** —  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BeO}$  проявляют свойства как кислотных, так и основных оксидов и реагируют с кислотами и основаниями:



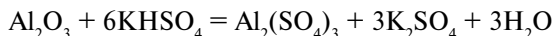
При нагревании амфотерные оксиды реагируют с основными оксидами:



Сплавление с карбонатами щелочных металлов приводит к образованию металалюминатов:

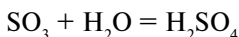
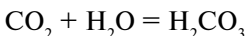


При сплавлении с кислыми солями образуются средние соли:



Другие химические свойства см. **оксиды**.

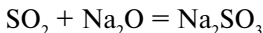
**Оксиды кислотные** — оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$  и др. При растворении в воде такие оксиды образуют кислоты или им соответствуют кислоты, если оксид нерастворим в воде. Примеры:



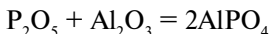
$\text{SiO}_2$  в воде нерастворим, но кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  существует.

Типичные химические свойства:

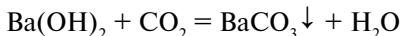
Взаимодействие с основными оксидами:



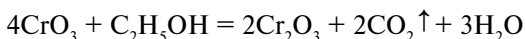
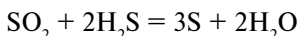
Взаимодействие с амфотерными оксидами:



Взаимодействие с основаниями:

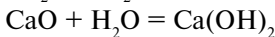


Окислительно-восстановительные реакции:



Другие химические свойства см. **оксиды**.

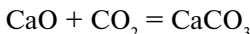
**Оксиды основные** — сложные химические соединения, молекулы которых состоят их атомов металла, соединенного с кислородом ( $\text{CaO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$  и др.). Основные оксиды при растворении в воде образуют основания (гидроксиды):



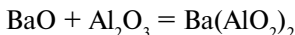
или им соответствуют основания, если оксид нерастворим в воде, например:  $\text{FeO}$  в воде нерастворим, но основание  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  существует,  $\text{CuO}$  в воде нерастворим, но  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  — гидроксид двухвалентной меди существует.

Типичные химические реакции основных оксидов:

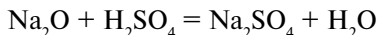
Взаимодействие с кислотными оксидами — образование солей:



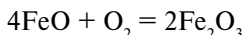
Взаимодействие с амфотерными оксидами — образование солей:



Взаимодействие с кислотами:



Окислительно-восстановительные реакции:



Другие химические свойства, см. **оксиды**.

**Олеум** — раствор серного ангидрида в серной кислоте.

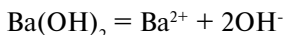
**Орбиталь (атомная)** — геометрическое представление о движении электрона в атоме; такое особое название (не орбита, а орбиталь) отражает тот факт, что движение электрона в атоме отличается от классического движения по траектории, а описывается законами квантовой механики. Атомная орбиталь — это одноэлектронная

волновая функция в сферически симметричном электрическом поле атомного ядра, задающаяся главным  $n$ , орбитальным  $l$  и магнитным  $m$  квантовыми числами.

**Органическая химия** — раздел химии, изучающий структуру, свойства органических соединений и реакции между ними.

**Органоминеральные соединения** — преимущественно соединения гумусовых веществ с минеральными компонентами почв; включают простые и основные соли, комплексные и минералоорганические соединения.

**Основания** — сложные химические соединения, электролиты, которые в водном растворе диссоциируют (распадаются) на катионы металла и анионы гидроксидов ( $\text{OH}^-$  — группа):



*Классификация:*

*одноосновные* ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{LiOH}$  ...),

*двухосновные* ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  ...),

*трехосновные* ( $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ...)

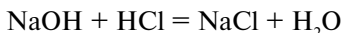
*сильные*, у которых степень диссоциации более 30% ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ),

*слабые*, у которых степень диссоциации менее 3% ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и все остальные),

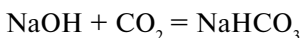
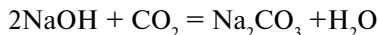
*амфотерные основания* ( $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ).

Химические свойства на примере щелочей (сильных оснований):

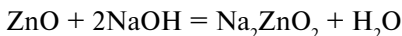
Взаимодействие с кислотами — реакция нейтрализации с образованием соли и воды:



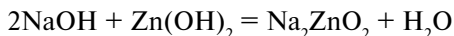
Взаимодействие с кислотными оксидами — образование кислых или средних солей:



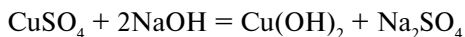
Взаимодействие с амфотерными оксидами:



Взаимодействие с амфотерными гидроксидами:

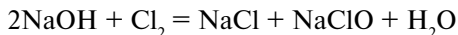


Взаимодействие с солями, в том числе с кислыми:



Гидроксиды Ag и Hg неустойчивы, распадаются с образованием оксидов.

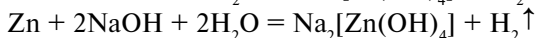
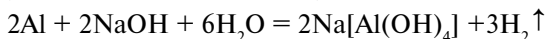
Взаимодействие с галогенами на холоде:



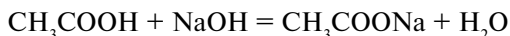
при нагревании:



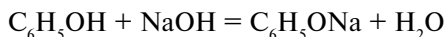
Взаимодействие с алюминием и цинком:



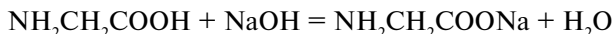
Взаимодействие с карбоновыми кислотами:



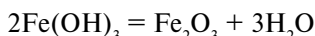
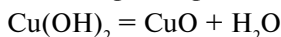
Взаимодействие с фенолом:



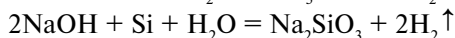
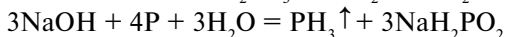
Взаимодействие с аминокислотами:



Термическое разложение нерастворимых в воде оснований:



Реакции с некоторыми неметаллами:



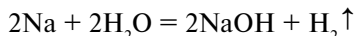
Получение:

См. *Электролиз растворов солей*.

Суммарная реакция электролиза водного раствора хлорида калия:



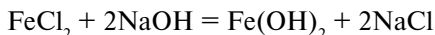
Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



Реакции оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



Реакции обмена между солями и сильными основаниями



**Относительная атомная масса** — число, которое показывает, во сколько раз масса данного атома естественного изотопного состава, больше  $1/12$  массы атома изотопа  $^{12}\text{C}$ . Значения атомных масс естественного изотопного состава приведены в таблице Д. И. Менделеева. Пример: относительная атомная масса железа равна 55,84, брома = 79,904.



**Основания (по Бренстеду)** — молекулы или ионы, способные принимать протон  $H^+$ . Способность таких оснований к протонированию характеризуют, указывая константу диссоциации сопряженной кислоты  $BH^+$ ,  $K_a(BH^+)$ . (см. *Кислоты (по Бренстеду)*). В водных растворах это отвечает равновесию:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][B]}{[H_2O][HB^+]}$$



Более сильным сопряженным кислотам отвечают более слабые основания, и наоборот. Для характеристики силы оснований в водных растворах иногда приводят также константу основности  $K_b$ :

$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[H_2O][B]}$$

где  $[BH^+]$ ,  $[OH^-]$ ,  $[B]$ ,  $[H_2O]$  — соответственно активности, коэффициенты активности и концентрации частиц  $BH^+$ ,  $OH^-$ ,  $B$  и  $H_2O$  в растворе. Для удобства сравнения величин  $K_a$  или  $K_b$  и для проведения различного рода расчетов на их основе используют показатели кислотности  $pK_a$  или основности  $pK_b$ . Они связаны с соответствующими константами диссоциации:  $pK_a = -\lg K_a$ ,  $pK_b = -\lg K_b$ .

**Относительная молекулярная масса** — безразмерная величина, которая показывает во сколько раз масса данной молекулы с естественным изотопным составом составляющих ее атомов, больше  $1/12$  массы атома изотопа  $^{12}C$ . Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс составляющих ее атомов. *Пример:* Относительная молекулярная масса  $NaCl$  составляет 58,5 (23 + 35,5).

**Относительная плотность** — отношение массы одного газа к массе другого газа ( $D$ ), находящихся в том же объеме при одинаковых температуре и давлении.  $D = M_1/M_2$ . Молярную массу можно вычислить по известной плотности, например:  $M = 2 \cdot D_{\text{вод.}}$  или  $M = 29 \cdot D_{\text{возд.}}$ , где  $D_{\text{вод.}}$  — плотность газа по водороду,  $D_{\text{возд.}}$  — плотность газа по воздуху.

## П

**ПДК** (предельно допустимая концентрация) — норматив, количество вредного вещества в окружающей среде, при постоянном контакте или при воздействии за определенный промежуток времени практически не влияющее на здоровье человека и не вызывающее неблагоприятных последствий у его потомства; экологически нормальная, максимальная концентрация загрязняющего вещества

в окружающей среде, при повседневном влиянии в течение длительного времени не вызывающая изменений в организме человека.

**Периодический закон Д. И. Менделеева** — свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов. Это является результатом периодического повторения структуры внешнего электронного уровня (объединение химических элементов в группы).

**Периоды большие и малые** — ряд химических элементов в периодической таблице Д. И. Менделеева, начинающихся со щелочного металла и заканчивающихся инертным газом, расположенных в порядке возрастания атомных масс и имеющих одинаковое число электронных уровней, см. *строение ядер атомов химических элементов, строение электронных оболочек*. 1, 2, 3 периода — малые. В 1-м периоде два химических элемента (водород и гелий — заполнение электронов идет на s — подуровне. На s — подуровне может существовать 1 или 2 электрона.

Во 2-м и 3-м периодах находятся по 8 химических элементов (электроны заполняют 2s, 2p — подуровни и 3s, 3p — подуровни соответственно. p — подуровень может содержать от 1 до 8 электронов).

Начиная с 4-го периода происходит заполнение d-электронных подуровней предыдущего уровня, например, у скандия распределение электронов следующее:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ .

В 6 и 7 периодах появляются f-элементы (на f-подуровне может быть не более 14 электронов, на d-подуровне от 1 до 10 электронов).

В периодах с увеличением заряда ядер атомов уменьшается радиус атома, увеличивается ионизационный потенциал и электроотрицательность, т.е. уменьшаются металлические признаки и увеличиваются неметаллические (см. таблицы приложения). Каждый период начинается типичным щелочным металлом, а заканчивается инертным газом.

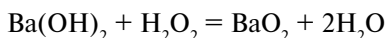
**Пероксид водорода** — пероксид водорода — жидкость голубоватого цвета, угол Н-О-О равен  $97^\circ$ . Степень окисления кислорода — 1. Проявляет химические свойства как окислителя, так и восстановителя.

#### Химические свойства:

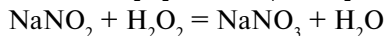
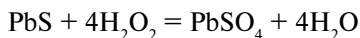
Термическое разложение:



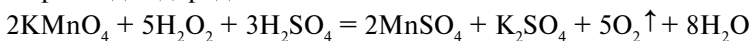
Без изменения степени окисления атома кислорода:



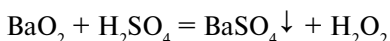
Пероксид водорода как окислитель:



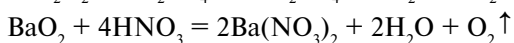
Пероксид водорода как восстановитель:



*Получение:*



**Пероксиды** — соединения химических элементов с кислородом с образованием связи между двумя атомами кислорода -O-O- ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$  ...). Связь между атомами кислорода непрочная и пероксиды легко реагируют с кислотами:



**Пирит** (серный колчедан, железный колчедан) — минерал, полиморфная модификация  $\text{FeS}_2$ .

**Пиролиз** (от др.-греч. πῦρ — огонь, жар и λύσις — разложение, распад) — термическое разложение органических соединений без доступа воздуха.

**Полезные ископаемые** — природные минеральные образования земной коры, химический состав и физические свойства которых позволяют эффективно применять их в различных отраслях народного хозяйства.

**Полярная связь** — связь между атомами с различной электроотрицательностью. Атом с большей электроотрицательностью сильнее притягивает к себе пару электронов связи, и его истинный заряд становится отрицательным. Атом с меньшей электроотрицательностью приобретает, соответственно, такой же по величине положительный заряд. (См. также *Ковалентная связь*).

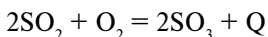
**Постоянная Авогадро** —  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  — показывает количество частиц (молекул, ионов) в 1 моле вещества. Пример: 56 г КОН составляет 1 моль и содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул гидроксида калия. Такое же количество молекул содержится в 98 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 44 г  $\text{CO}_2$ , 16 г  $\text{CH}_4$ , 78 г  $\text{C}_6\text{H}_6$  и т.д.

**Постоянство состава вещества** — См. *Закон постоянства состава*.

**Потенциал ионизации** — энергия, необходимая для отрыва одного электрона с валентной орбитали изолированного свободного атома в основном состоянии. В пределах периода с увеличением заряда ядра потенциал ионизации увеличивается, а по группе — уменьшается. Например, потенциалы ионизации (кДж/моль) составляют: Ca=590; Sc=631; Ti=658; V=650; Cr=652; Mn=716; Fe=759; Co=758; Ni=736; Cu=745; Zn=906; Ga=579; Li=529; F=1682; Cl=1255; H=1310.

**Принцип Ле-Шателье** — это принцип подвижного *химического равновесия*: если на систему, находящуюся в равновесии оказывать

внешнее воздействие (например, изменять давление и температуру), то равновесие смещается в том направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия. *Пример:* при окислении оксида серы (IV) в оксид серы (VI) реакция протекает с выделением тепла и уменьшением объема (из трех молей исходных веществ получается два моля продукта реакции — оксида серы (VI) или, в соответствии с законом Авогадро, из 67,2 л (3\*22,4 л) исходных газов получается 44,8 л (2\*22,4 л) продукта)



Увеличение температуры приводит к смещению равновесия в сторону разложения  $\text{SO}_3$  на исходные вещества. Охлаждение системы и увеличение давления приведет к увеличению выхода оксида серы (VI), а снижение давления способствует смещению равновесия в сторону исходных веществ.

**Присоединение** — тип химических реакций, основанный на присоединении атомов, молекул или функциональных групп по месту разрыва  $\pi$ -связей в неопределенном соединении с образованием предельного соединения.

**Проба Бейльштейна** — метод определения галогенов в образце, когда летучие галогениды меди окрашивают пламя в зеленый цвет.

**Простое вещество** — состоит из атомов одного химического элемента: S, Fe, Na,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_3$ .

**Протон** (от др.-греч.  $\pi\rho\acute{o}\tau\omicron\varsigma$  — первый, основной) — элементарная частица, входящая в состав атомных ядер и характеризующаяся положительным зарядом; катион  $\text{H}^+$ , отщепление или присоединение которого в ходе реакции определяет кислотно-основные свойства этого вещества.

## Р

**Радиоактивность** — самопроизвольное превращение нестабильных атомных ядер в другие ядра, сопровождающееся испусканием частиц, а также жесткого электромагнитного излучения (рентгеновского или  $\gamma$ -излучения).

**Рассеянные элементы** (редкие элементы) — химические элементы, соединения которых не обладают способностью к концентрированию в земной коре. К ним относятся Rb, Sc, Ga, In, Tl, Hf, Ge, Se, Te, Re, Cd, Br, I и др.

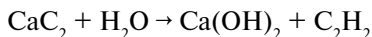
**Растворимость веществ** — количественная характеристика, определяющая свойство вещества (твердого, жидкого или газообразного) растворяться в растворителе. Растворимость обусловлена переводом частиц из твердого, газообразного или жидкого состояния в фазу растворителя за счет взаимодействия молекул растворителя с молеку-

лами растворяемого вещества. Различают *растворимые, малорастворимые и нерастворимые* вещества.

**Растворы** — однородные (гомогенные) системы, состоящие из растворенного вещества (одного или нескольких) и растворителя, а также продуктов их взаимодействия. Пример: раствор NaOH в воде состоит из растворенного вещества NaOH, растворителя —  $H_2O$  и продуктов их взаимодействия — гидратированных ионов  $Na^+$ ,  $OH^-$ . Растворы бывают жидкие (растворы солей в воде, водные растворы спиртов и карбоновых кислот ...), твердые (*сплавы*), газообразные (воздух как смесь азота, кислорода и других примесных газов). Растворы бывают насыщенными (в котором раствор находится в динамическом равновесии с избытком растворенного вещества), ненасыщенными и пересыщенными. В насыщенном растворе содержится меньше вещества, а в пересыщенном больше, чем насыщенном.

**Реакционный центр** — Это атом или группа атомов, непосредственно участвующая в данной химической реакции.

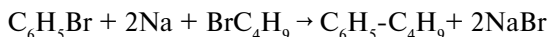
**Реакция Велера** — взаимодействие карбида кальция с водой:



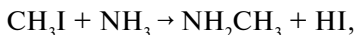
**Реакция Вюрца** — метод синтеза симметричных насыщенных углеводородов действием металлического натрия на алкилгалогениды (обычно бромиды или хлориды):



**Реакция Вюрца-Фиттига** — модификация реакции Вюрца с арилгалогенидами:



**Реакция Гофмана** — получение алифатических аминов из алкилгалогенидов:



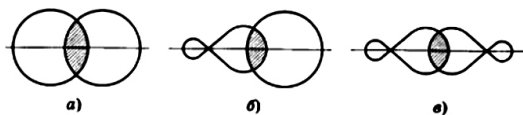
и так далее до образования третичного амина  $(CH_3)_3N$ .

**Редкоземельные элементы** — семейство из 17 химических элементов III гр. периодической системы, включающее скандий, иттрий, лантан и лантаноиды: церий, празеодим, неодим, прометий, самарий, европий, гадолиний, тербий, диспрозий, гольмий, эрбий, тулий, иттербий и лютеций.

**Ректификация** — разделение жидких смесей на практически чистые компоненты, отличающиеся температурами кипения, путем многократных испарения жидкости и конденсации паров. В этом основное отличие ректификации от дистилляции, при которой в результате однократного цикла: частичное испарение — конденсация, достигается лишь предварительное (грубое) разделение жидких смесей.

## С

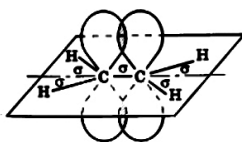
**σ-Связь** — одинарная ковалентная связь, образованная при перекрывании гибридных атомных орбиталей по прямой оси, соединяющей ядра двух связываемых атомов с максимумом перекрывания на этой прямой. Гибридные орбитали образуют только σ-связь. На рисунке приведены примеры σ-связи:



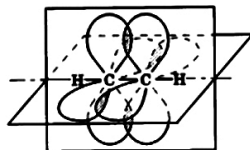
а) тип s-s (H-H); б) тип s-sp<sup>3</sup> (H-C-); в) тип sp<sup>3</sup>-sp<sup>3</sup> (-C-C-)

Между двумя атомами может быть только одна σ-связь. Таким образом, в предельных углеводородах, а также в других соединениях, содержащих только простые связи, все связи σ-типа.

**π-Связь** — связь, образованная при боковом перекрывании негибридизованных атомных p-орбиталей с максимумом перекрывания по обе стороны от прямой, соединяющей ядра атомов. π-Связь менее прочна, чем σ-связь.



пространственное расположение орбиталей в молекуле этилена



пространственное расположение орбиталей в молекуле ацетилена

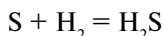
**Сера** —  $^{16}\text{S}_{32,06}$  неметалл, заряд ядра +16, электронная конфигурация  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , в возбужденном состоянии  $S^*(1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 d^2)$ . Природная сера состоит из четырех стабильных изотопов:  $^{16}\text{S}_{32}$ ,  $^{16}\text{S}_{33}$ ,  $^{16}\text{S}_{34}$ ,  $^{16}\text{S}_{36}$ . Характерные степени окисления:

-2 ( $\text{H}_2\text{S}$ ), +4 ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), +6 ( $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). В природе встречается в самородном состоянии (S), сульфатах ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - глауберова соль,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  - гипс), сульфидах ( $\text{FeS}_2$  - пирит,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{PbS}$ ), нефти и других соединениях. Аллотропные модификации: сера моноклинная, ромбическая. Кристаллы состоят из цепочек атомов ( $\text{S}_8$ , встречаются также  $\text{S}_6$  и  $\text{S}_4$ ). Физические свойства: ромбическая сера желтого цвета, плотность 2,07 г/см<sup>3</sup>,  $T_{\text{пл.}} = 112,8^\circ\text{C}$ , моноклинная сера светло-желтого цвета, плотность 1,96 г/см<sup>3</sup>,  $T_{\text{пл.}} = 119,3^\circ\text{C}$ . В воде нерастворима, растворима в органических веществах. Существует третий аллотроп — сера пластическая — аморфное нестойкое ве-

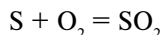
щество, переходящее самопроизвольно в одну из кристаллических форм. Сера может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Химические свойства:

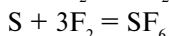
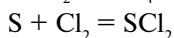
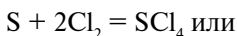
Взаимодействие с водородом — образование сероводорода:



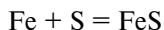
Взаимодействие с кислородом:



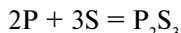
Взаимодействие с галогенами:



Взаимодействие с металлами — образование сульфидов:



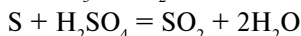
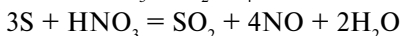
Взаимодействие с неметаллами: C, Si, P — при нагревании



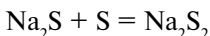
Взаимодействие со щелочами при нагревании:



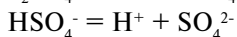
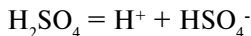
Взаимодействие с концентрированными азотной и серной кислотами:



Образование полисульфидов при нагревании:



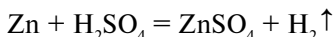
**Серная кислота** —  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Кислота сильная. Диссоциация проходит по двум ступеням:



При растворении в воде выделяется большое количество тепла, поэтому приливают к воде кислоту.

Химические свойства:

*Разбавленная кислота* с металлами, стоящими до водорода в ряду напряжений:



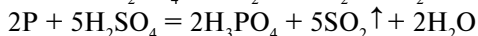
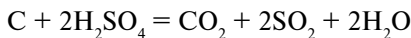
Не реагирует с металлами, стоящими после водорода в *электрохимическом ряду напряжений металлов*.

*Концентрированная*  $\text{H}_2\text{SO}_4$  при нагревании с металлами:

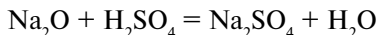


При обычной температуре не реагирует с Fe.

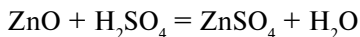
Взаимодействие с неметаллами:



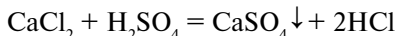
Взаимодействие с основными оксидами:



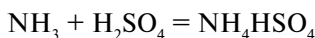
Взаимодействие с амфотерными оксидами:



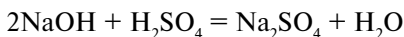
Взаимодействие с солями:



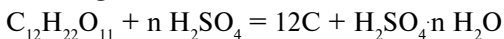
Взаимодействие с аммиаком:



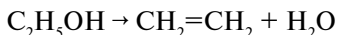
Взаимодействие с основаниями — реакция нейтрализации:



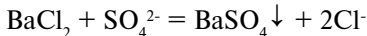
Обугливание сахара:



Дегидратация этанола и предельных спиртов. Концентрированная серная кислота выступает как водоотнимающее средство:



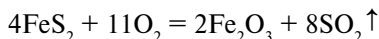
Качественная реакция на сульфат-ион — с хлоридом бария:



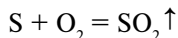
( $\text{BaSO}_4$  — белый кристаллический осадок).

Получение серной кислоты в 3 стадии:

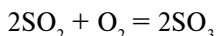
Из пирита



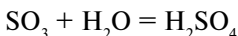
или серы



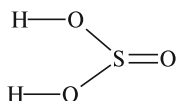
Окисление оксида серы (IV)



Растворение оксида серы (VI) в воде:

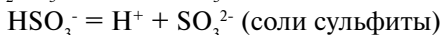
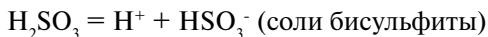


**Сернистая кислота** —  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Структурная формула:



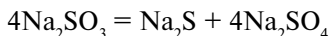


Степень окисления серы +4, относится к кислотам средней силы и диссоциирует в водном растворе по двум ступеням:

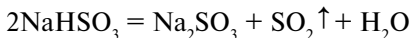


Химические свойства сернистой кислоты см. кислоты.

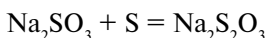
При термическом разложении сульфитов проходит реакция диспропорционирования:



При термическом разложении бисульфитов выделяется сернистый газ:



При кипячении сульфита с серой образуются тиосульфаты, которые используют в фотографии:



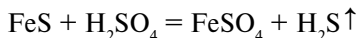
**Сероводород** — ядовитый газ с резким специфическим запахом тухлых яиц. В одном объеме воды растворяется три объема сероводорода. Между молекулами сероводорода нет водородных связей, поэтому, несмотря на большую молярную массу, по сравнению с водой, при нормальных условиях находится в газообразном состоянии. Степень окисления серы –2. Проявляет восстановительные свойства.

Получение:

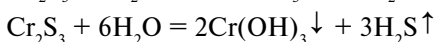
Из простых веществ при нагревании:



Действием разбавленных кислот на сульфиды:

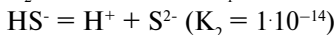


Разложение сульфида аммония холодной водой:

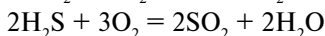
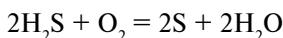


Химические реакции:

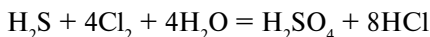
При растворении сероводорода в воде образуется слабая сероводородная кислота, диссоциация ее проходит по двум ступеням:



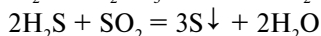
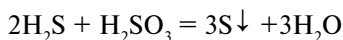
Взаимодействие с кислородом:



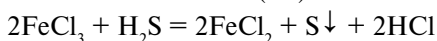
Взаимодействие с галогенами:



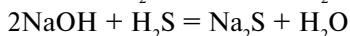
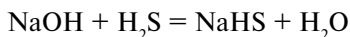
Реакции с серной кислотой и оксидом серы (IV) — как восстановитель:



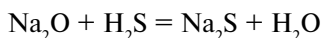
Взаимодействие с солями железа (III) как восстановитель:



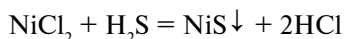
Реакции с основаниями с образованием кислых или средних солей:



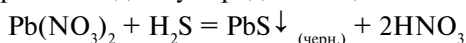
Взаимодействие с основными оксидами:



Взаимодействие с солями — образование сульфидов и гидросульфидов:



Качественная реакция на сульфид-ион — с нитратом свинца с образованием черного осадка сульфида свинца:

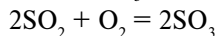


**Силикагель** — аморфные формы кремния диоксида — кремнезема, состоящие из коллоидных сферических частиц размером от 10 до 100 нм и отличающиеся по степени гидратации: от почти безводного кремнезема до пластичных студенистых масс с соотношением  $\text{H}_2\text{O}:\text{SiO}_2=8:100$ .

**Силикаты** — соли кремниевых кислот. Роль катионов в силикатах играют преимущественно элементы 2-го, 3-го и 4-го периодов периодической системы. В природе широко представлены в виде минералов, входят в состав большинства горных пород, слагающих основную часть земной коры (около 75% от ее общей массы), верхней и нижней мантии.

**Скорость химических реакций** — это изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Пример: для реакции синтеза  $\text{SO}_3$



$$V = k \cdot [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2],$$

где  $V$  — скорость реакции синтеза  $\text{SO}_3$ ,  $k$  — **константа скорости химической реакции**,  $[\text{SO}_2]$  — концентрация оксида серы (IV),  $[\text{O}_2]$  — концентрация кислорода. Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, их

концентрации, температуры, давления (для реакций в газовой фазе), присутствия катализаторов, от степени измельчения частиц (для твердофазных реакций) и т.п. Чем больше концентрация (или давление, площадь поверхности, степень измельчения) реагирующих веществ, тем больше скорость реакции. Влияние температуры на скорость реакции определяется выражением:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \tilde{a}^{(t_2 - t_1)/10}$$

где  $V_{t_2}$  — скорость химической реакции при конечной температуре  $t_2$ ,  $V_{t_1}$  — скорость при начальной температуре  $t_1$ ,  $\gamma$  — температурный коэффициент.

В приближенном виде зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: *при повышении температуры на каждые  $10^\circ$  скорость реакции увеличивается в 2–4 раза.*

Природа реагирующих веществ определяется отношением вещества к тому или иному классу химических веществ, например, кислотам, основаниям, оксидам, органическим веществам и т.д. Реакции между ними могут быть *гомогенными и гетерогенными*.

**Сложное вещество** — состоит из атомов разных химических элементов:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

**Соли** — сложные химические вещества, состоящие из катионов металла и анионов кислотного остатка. Растворимые в воде соли являются электролитами и диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.

**Классификация:** по растворимости в воде различают соли растворимые ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$  ...),

*малорастворимые* ( $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{ZnF}_2$ ,  $\text{HgBr}_2$  ...) и

*нерастворимые* ( $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CuS}$  ...);

*кристаллогидраты* — соли, содержащие в своем составе молекулы воды ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  — медный купорос,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — кальцинированная сода,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — бора,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — гипс);

*кислые* — соли, в состав молекул входит водород- ( $\text{NaHS}$ ,  $\text{KHCO}_3$ ),

*основные* — соли, в состав молекул которых входят ионы гидроксид- ( $\text{CuOHCl}$ ,  $\text{Fe(OH)SO}_4$ ),

*средние* соли, как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на катионы, например:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ...

*смешанные* соли, например:  $\text{CaOCl}_2$  как смесь солей соляной и хлорноватистой кислоты,

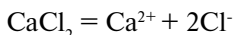
*двойные* соли, как продукты замещения атомов водорода в многоосновной кислоте двумя разными катионами, например:  $\text{NaKCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{NH}_4\text{PO}_4$ ,  $\text{KAl(SO}_4)_2$  — алюмокалиевые квасцы,  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  — доломит,  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  — сильвинит,

*комплексные* соли, в состав молекул которых входит комплексный ион, например:  $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$  — гексацианоферрат (II) калия или жел-

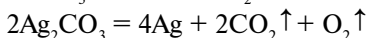
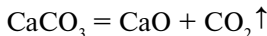
тая кровавая соль,  $K_3[Fe(CN)_6]$  — гексацианоферрат (III) калия или красная кровавая соль.

Химические свойства:

Диссоциация в воде на катионы и анионы кислотного остатка:



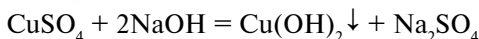
Разложение при нагревании:



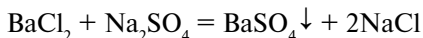
Реакции с кислотами — вытеснение слабых кислот сильными:



Реакции с основаниями:



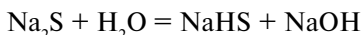
Реакции с солями:



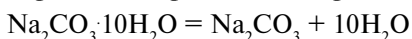
Замещение металлами:

$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu \downarrow$  (цинк стоит в э/х ряду напряжений левее меди)

Гидролиз (см. подробнее *гидролиз солей*)



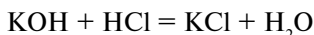
Термическое разложение кристаллогидратов:



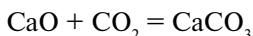
Другие химические свойства солей см. оксиды, основания, кислоты.

Получение солей:

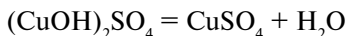
Реакция нейтрализации — взаимодействие оснований с кислотами:



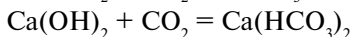
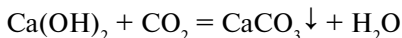
Взаимодействие кислотных оксидов с основными:



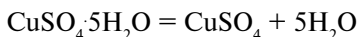
Термическое разложение основных солей:



Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



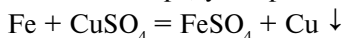
Термическое разложение кристаллогидратов:



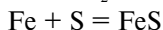
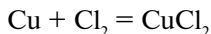
Термическое разложение кислых солей:



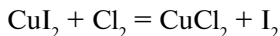
Замещение металлов в соответствии с местонахождением в электрохимическом ряду напряжений:



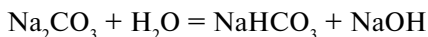
Реакции металлов с галогенами и серой:



Замещение галогенов в соответствии с положением в таблице Д. И. Менделеева:



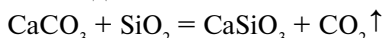
Гидролиз солей-



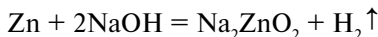
Окислительно-восстановительные реакции:



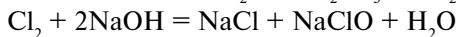
Вытеснение легколетучих оксидов из солей при реакции их с другими оксидами:



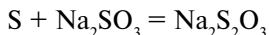
Реакции металлов со щелочами:



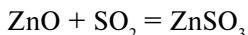
Реакции неметаллов со щелочами:



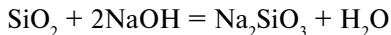
Реакции неметаллов с солями:



Реакции амфотерных оксидов с кислотными оксидами:



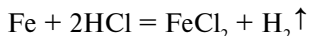
Взаимодействие некоторых оксидов со щелочами:



**Соляная кислота** — называют еще хлороводородная кислота (раствор хлороводорода в воде). Кислота сильная, т.е. степень диссоциации в растворе более 30%. В растворе диссоциирует на катионы водорода и анионы хлора:

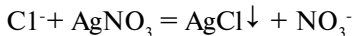


Реагирует с металлами, стоящими до водорода в электрохимическом ряду напряжений, при этом выделяется газообразный водород:



Химические свойства: см. химические свойства хлороводорода. Соли соляной кислоты называют хлоридами.

Качественная реакция на хлорид-ион — взаимодействие с раствором азотнокислого серебра:



$\text{AgCl}$  — белый творожистый осадок, нерастворимый в азотной кислоте.

Соли:  $\text{AlCl}_3$  — хлорид алюминия, применяют в органическом синтезе как катализатор,  $\text{NaCl}$  — хлорид натрия, используют в пищевой промышленности,  $\text{KCl}$  — хлорид калия, применяют как калийное удобрение,  $\text{ZnCl}_2$  — используют в качестве фунгицида,  $\text{BaCl}_2$  — хлорид бария, ядовитое вещество,  $\text{CaCl}_2$  — хлорид кальция, используют в медицине, химической промышленности.

**Сплавы** — химические системы, состоящие из двух или более металлов, или металлов и неметаллов (см. *стали*). Сплавы имеют *кристаллическую решетку*, химическая связь в сплавах — металлическая. Сплавы обладают металлическим блеском, высокой тепло- и электропроводностью. Сплавы находят применение в технике, обладая уникальными свойствами (например, нержавеющая сталь и другие сплавы, устойчивы к коррозии, другие имеют высокие температуры плавления и прочность и используются в машиностроении и приборостроении, космической и авиационной технике и т.д.).

Примеры сплавов:

самый тугоплавкий сплав с  $T_{\text{пл}} = 4400^\circ\text{C}$  (20%  $\text{HfC}$  + 80%  $\text{TaC}$ ), бронза (90%  $\text{Cu}$ , 10%  $\text{Sn}$ ),

мельхиор (68%  $\text{Cu}$ , 30%  $\text{Ni}$ , 1%  $\text{Mn}$ , 1%  $\text{Fe}$ ),

латунь (60%  $\text{Cu}$ , 40%  $\text{Zn}$ ),

дуралюмин (94%  $\text{Al}$ , 4%  $\text{Cu}$ , 0,5%  $\text{Mn}$ , 0,5%  $\text{Mg}$ , 0,5%  $\text{Fe}$ , 0,5%  $\text{Si}$ ),

силумин (85–90%  $\text{Al}$ , 10–14%  $\text{Si}$ , 0,1%  $\text{Na}$ ).

**Сродство к электрону** — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к электронейтральному атому и превращения его в анион. В периоде с возрастанием заряда ядра сродство к электрону увеличивается, а по группе — уменьшается.

Примеры: сродство к электрону (кДж/моль):  $\text{F} = -327,7$ ;  $\text{Cl} = -348,8$ ;  $\text{Br} = -324,6$ ;  $\text{I} = -295,3$ ;  $\text{H} = -67,4$ .

**Сталь** — так называют железоуглеродистые сплавы, содержащие до 2% углерода. При содержании углерода менее 0,3% стали называют «мягкими». На свойства сталей оказывает влияние термическая обработка (изменяется структура сплава, например, при медленном охлаждении получают мягкие стали, а при быстром — твердые, но хрупкие) и введение специальных добавок (легирующих элементов, таких как:  $\text{Cr}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Co}$ ,  $\text{W}$ ,  $\text{Mo}$ ,  $\text{V}$ ...). Стали, содержащие хром и никель называют нержавеющими. Стали получают переработкой чугуна (в мартеновских печах, электроплавкой и т.п.) и удалением

избытка углерода и примесей серы, фосфора. Стали применяют в автомобильной промышленности, машиностроении и т.д.

**Степень диссоциации** — отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул. Обозначение —  $\alpha$ . Численное выражение: в интервале от 0 до 1 или в процентах — от 0 до 100%. Если степень диссоциации электролита более 0,3 (30%), то это сильные электролиты ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KCl}$ ).

*Пример 1:* Степень диссоциации при 18 °C для 1М  $\text{HNO}_3$  равна 0,82; для 1М  $\text{NaOH}$   $\alpha = 0,73$ ; для 1М  $\text{KOH}$   $\alpha = 0,77$ .

Если степень диссоциации менее 0,03 (3%), то это слабые электролиты ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ...).

*Пример 2:* Степень диссоциации при 18 °C для 0,1М  $\text{H}_2\text{CO}_3$  равна 0,0017; для 1М  $\text{NH}_4\text{OH}$   $\alpha = 0,004$ ; для 1М  $\text{H}_2\text{S}$   $\alpha = 0,007$ .

Если степень диссоциации от 0,03 (3%) до 0,3 (30%), то это средние по силе электролиты ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ).

При разбавлении растворов степень диссоциации увеличивается. Например, для 0,1М раствора  $\text{KCl}$   $\alpha = 0,85$ ; для 0,01М раствора  $\text{KCl}$   $\alpha = 0,93$ ; для 0,001М раствора  $\text{KCl}$   $\alpha = 0,98$ . Присутствие в растворе одноименных ионов понижает степень диссоциации. Диссоциация многоосновных кислот и оснований проходит ступенчато. См. *кислоты, основания*.

**Степень окисления** — условный заряд атома в молекуле, который вычисляют из предположения, что молекула состоит только из ионов. Иначе, это число, которое показывает, сколько электронов принято или отдано данным атомом при образовании молекулы или иона.

*Пример:* в молекуле угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  степень окисления водорода +1 (каждый из двух атомов водорода отдал по 1 электрону), углерода = +4 (углерод отдал 4 электрона), кислорода –2 (каждый из трех атомов кислорода принял по 2 электрона).

Степень окисления простых веществ равна 0, например:  $\text{H}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{Co}$ ,  $\text{Ba}$  ...

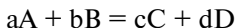
Степень окисления водорода в большинстве соединений равна +1 ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  ...), исключение составляют гидриды металлов, где степень окисления водорода равна –1 ( $\text{LiH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{AlH}_3$  ...).

Степень окисления кислорода в большинстве химических соединений равна –2 ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ...), исключение составляет перекись водорода ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), где степень окисления кислорода равна –1, а также в соединении  $\text{OF}_2$  степень окисления кислорода равна +2.

Алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в молекуле равна 0, а в ионе равна заряду иона.

Пример: в молекуле хлорной кислоты  $\text{HClO}_4$  степень окисления водорода +1, хлора +7, кислорода –2 и алгебраическая сумма:  $(+1) + (+7) + (-2 \cdot 4) = 0$ . Для сульфат-иона  $\text{SO}_4^{2-}$  степень окисления серы +6, степень окисления кислорода –2, а алгебраическая сумма:  $(+6) + (-2 \cdot 4) = -2$ , т.е. равна заряду иона.

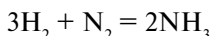
Стехиометрический коэффициент. Для реакции:



A и B — исходные вещества, C и D — продукты реакции.

a, b, c, d — стехиометрические коэффициенты.

Пример: Реакция синтеза аммиака из простых веществ —



Стехиометрические коэффициенты: для водорода — 3, для азота — 1, для аммиака — 2. Стехиометрические коэффициенты показывают, что для получения 2 Моля  $\text{NH}_3$  необходимо взять 3 Моля  $\text{H}_2$  и 1 Моля  $\text{N}_2$ .

**Строение ядер атомов химических элементов** — порядковый номер химического элемента в таблице Д. И. Менделеева показывает положительный заряд атома или число протонов. Протон — положительно заряженная частица с массой, равной 1 атомной единице массы (1 а.е.м. =  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг). К настоящему времени известно 107 химических элементов. В состав ядер атомов могут входить нейтроны — электронейтральные частицы с массой, равной массе протона. Сумма масс протонов и нейтронов определяет массу всего атома, т.к. масса отрицательно заряженных электронов, которые вращаются вокруг ядра по атомным орбиталям, намного меньше массы протонов и нейтронов (масса электрона равна 1/1837 массы протона). В зависимости от количества нейтронов в ядре атома различают разновидности атомов — изотопы.

Пример. Атом азота в таблице Д. И. Менделеева имеет порядковый номер 7. Следовательно, заряд ядра атома азота +7, т.е. ядро состоит из 7 протонов. В состав ядра могут входить 7 нейтронов (стабильный изотоп азота с атомной массой 14) или 8 нейтронов (стабильный изотоп азота с атомной массой 15).

**Строение электронных оболочек** — электроны в атомах вращаются по атомным орбиталям (электронным уровням). Количество электронов в атоме равно порядковому номеру химического элемента в периодической системе Д. И. Менделеева. Количество электронных уровней соответствует номеру периода в таблице Д. И. Менделеева.

Пример 1. У атома хлора общее число электронов = 17, а заряд ядра атома = +17, т.к. порядковый номер хлора в таблице Д. И. Менделеева 17. Хлор находится в 3 периоде, следовательно, в атоме имеется 3 энергетических или электронных уровня.



Каждый электронный уровень состоит из подуровней. Различают s-, p-, d-, f- подуровни. s-подуровень имеет одну s-орбиталь в форме шара, максимальное число электронов на s-подуровне — 2. p-подуровень имеет 3 p-орбитали в форме гантели, максимальное число электронов на p-подуровне — 6. d- и f-подуровни имеют соответственно 5 d- и 7 f-орбиталей сложных конфигураций. Максимальное число электронов на d-подуровне — 10, на f- подуровне — 14. На каждой орбитали может находиться не более 2-х электронов.

Порядок заполнения электронных уровней следующий: сначала заполняется s-подуровень, затем p-подуровень (сначала по одному электрону на каждой из p-орбиталей, затем по второму). После этого происходит заполнение d-подуровня (сначала по одному электрону на каждой из пяти d-орбиталей, затем по второму электрону). Последним заполняется f-подуровень (сначала по одному электрону на каждой из семи f-орбиталей, затем по второму). Энергия подуровней возрастает по мере удаления от ядра атома в следующем порядке:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p...$$

Строение внешних электронных уровней влияет на химические свойства атомов.

Пример 2. Заполнение электронов по подуровням у атома меди. Порядковый номер Cu — 29. Общее число электронов = 29. Медь находится в 4 периоде, следовательно, число электронных уровней — 4:

*1 уровень*  $1s^2$ , т.е. на первом энергетическом уровне на s — подуровне находится 2 электрона.

*2 уровень*  $2s^2 2p^6$  (на втором энергетическом уровне на s — подуровне находится 2 электрона, на p-подуровне — 6 электронов)

*3 уровень*  $3s^2 3p^6 3d^{10}$  (на третьем энергетическом уровне на s — подуровне находится 2 электрона, на p-подуровне — 6 электронов, на d — подуровне — 10 электронов).

*4 уровень*  $4s^1$  (на четвертом энергетическом уровне на s — подуровне находится 1 электрон).

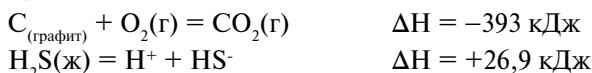
**Сублимация** (возгонка) — переход вещества из твердого состояния непосредственно (без плавления с переходом в жидкое состояние) в газообразное.

## Т

**Тепловой эффект реакции** — количество теплоты, которое выделяется (*экзотермические реакции*) или поглощается (*эндотермические реакции*) при протекании химического процесса. Тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении ( $Q_p$ ) определяется как  $Q_p = \Delta U + p \Delta V = \Delta H$ , где  $\Delta U$  — изменение внутренней энергии систе-

мы,  $p\Delta V$  — изменение работы против внешнего давления,  $\Delta H$  — изменение энтальпии системы. При положительных значениях  $\Delta H$  — тепло поглощается, при отрицательных значениях  $\Delta H$  — тепло выделяется.

Примеры:



**Термохимия** — раздел физической химии, в задачу которого входит определение и изучение тепловых эффектов реакций, а так же установление их взаимосвязей с различными физико-химическими параметрами.

**Токсиканты** — вещества, приводящие в определенных дозах или концентрациях к расстройству или нарушению тех или иных процессов жизнедеятельности организма, к возникновению отравления (интоксикации) или каких-либо заболеваний, патологических состояний.

**Токсины** — токсичные вещества природного происхождения.

**Токсичность** — способность вещества вызывать нарушения физиологических функций организма, в результате чего возникают симптомы интоксикаций (заболевания), а при тяжелых поражениях — его гибель.

**Тугоплавкие металлы** — металлы, имеющие температуру плавления выше  $1000^\circ\text{C}$ , например, ванадий ( $T_{\text{пл.}} = 1920^\circ\text{C}$ ), молибден ( $T_{\text{пл.}} = 2620^\circ\text{C}$ ), цирконий ( $T_{\text{пл.}} = 1855^\circ\text{C}$ )... См. приложение.

**Тяжелые металлы** — металлы с плотностью выше  $5 \text{ г/см}^3$ , например, свинец, индий, серебро, золото и т.д.

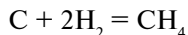
## У

**Угарный газ** (монооксид углерода) —  $\text{CO}$ , при комнатной температуре газ без цвета и запаха. Связь в молекуле  $\text{CO}$  тройная, длина связи  $0,113 \text{ нм}$ , энергия диссоциации  $1071,78 \text{ кДж/моль}$ , проявляет свойства несоеобразующего оксида.

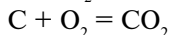
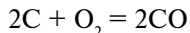
**Углерод** — электронная структура:  $1s^2 2s^2 2p^2$ , в возбужденном состоянии —  $\text{C}^* 1s^2 2s^1 2p^3$ , проявляет валентность 2 ( $\text{CO}$ ) и 4 ( $\text{CO}_2$ ). Степень окисления  $+2, +4, -4$ . Аллотропные формы: графит, алмаз, карбин (см. аллотропия) различаются по физическим свойствам и строением их кристаллических решеток. Алмаз имеет атомную координационную кубическую решетку, высокую твердость, плотность  $3,5 \text{ г/см}^3$ . Графит имеет слоистую гексагональную структуру, мягкий, плотность  $2,1 - 2,5 \text{ г/см}^3$ . Карбин имеет гексагональную решетку из прямолинейных цепочек из атомов углерода, плотность  $1,9 - 2,0 \text{ г/см}^3$ .

Химические свойства: реакции идут при повышенных температурах.

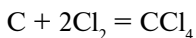
Взаимодействие с водородом — получение метана:



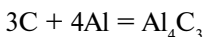
Взаимодействие с кислородом — образование оксидов углерода:



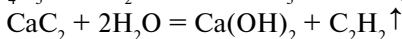
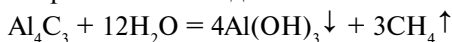
Взаимодействие с галогенами — образование галогенидов, например, четыреххлористого углерода:



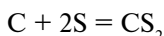
Взаимодействие с металлами — образование карбидов:



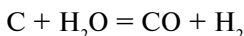
Карбиды легко разлагаются водой:



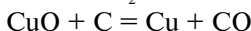
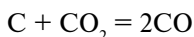
Взаимодействие с неметаллами:



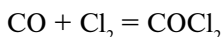
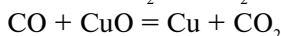
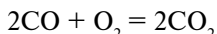
Взаимодействие с водой при  $T=1000^\circ\text{C}$ :



Взаимодействие с оксидами:

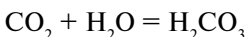


Оксид углерода CO: химическая связь в молекуле  $\text{C}=\text{O}$  ковалентная полярная. CO в реакциях проявляет восстановительные свойства:

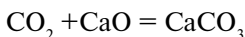


CO<sub>2</sub> — оксид углерода (IV). Химическая связь в молекуле  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$  ковалентная полярная. В химических реакциях проявляет свойства кислотных оксидов:

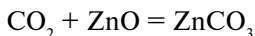
Взаимодействие с водой с образованием угольной кислоты:



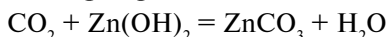
Взаимодействие с основными оксидами:



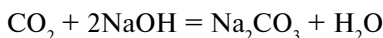
Взаимодействие с амфотерными оксидами:



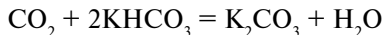
Взаимодействие с амфотерными основаниями:



Взаимодействие с основаниями с образованием кислых и средних солей:



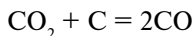
Взаимодействие с солями:



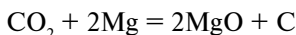
Получение кислых солей из средних:



7. Взаимодействие с углем с образованием оксида углерода (II):



8. Взаимодействие с активными металлами:

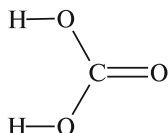


9. Получение мочевины:



**Угольная кислота** — химическая формула  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

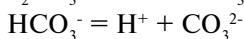
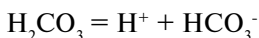
Структурная формула:



Кислота двухосновная, при небольшом нагревании из растворов выделяется углекислый газ:

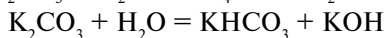


Угольная кислота является слабым электролитом, степень диссоциации менее 3%. Диссоциация проходит в две стадии:



Химические свойства: см. *кислоты*.

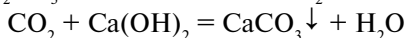
Соли угольной кислоты называют карбонатами ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), а кислые соли — бикарбонатами или гидрокарбонатами ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$  ...). Средние соли гидролизуются с образованием кислых солей, реакция среды, как правило, щелочная:



Химические свойства солей угольной кислоты см. *соли*.

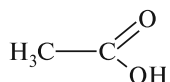
*Качественная реакция на карбонат-ион:*

При действии сильных кислот на соли угольной кислоты выделяется углекислый газ, который не поддерживает горение и при пропускании через раствор гидроксида кальция дает осадок карбоната кальция (помутнение раствора):



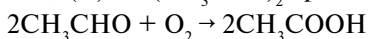
**Удобрения** — вещества или смеси, органического или неорганического состава, содержащие биогенные элементы, необходимые для питания растений или повышающие эффективность применения элементов питания растений, например, за счет улучшения свойств почвы. Удобрения подразделяются в зависимости от химического состава на неорганические (*минеральные*) удобрения и *органические удобрения*, в зависимости от принципа воздействия на питание растений на прямые и косвенные.

**Уксусная (этановая) кислота** — предельная одноосновная карбоновая кислота, содержащая 2 атома углерода:

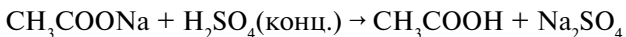


Образуется при скисании вина, в уксусе, который при этом образуется, содержится примерно 5% уксусной кислоты. Столовым уксусом называют 3–15 процентный раствор, перегонкой уксуса получают эссенцию — с концентрацией кислоты 70–80%.

**Получение.** Уксусную кислоту можно получить окислением ацетальдегида кислородом воздуха. Процесс проводят в присутствии катализатора — ацетата марганца (II)  $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  при температуре 50–60 °C:



Чистая (100%) уксусная кислота получается в результате взаимодействия концентрированной серной кислоты с ацетатами (солями уксусной кислоты):



Такая кислота при охлаждении до 16,8 °C превращается в прозрачные кристаллы, напоминающие лед, отсюда название — ледяная уксусная кислота.

**Свойства.** Уксусная кислота — жидкость с характерным резким запахом,  $t_{\text{пл}} = 16,8\text{ °C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 118,1\text{ °C}$ , плотность 1,049 г/мл, константа диссоциации при 25 °C —  $1,76 \cdot 10^{-5}$ ,  $\text{pK} = 4,75$ . Уксусная кислота вступает во все реакции, характерные для карбоновых кислот.

**Применение.** Уксусная кислота применяется для консервирования мясных и рыбных продуктов, маринования фруктов и овощей. Из нее получают уксусный ангидрид, который используют для изготовления синтетического волокна, монохлоруксусную кислоту используют для производства гербицидов, пищевая добавка E260.

## Ф

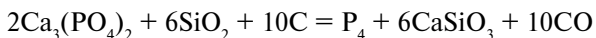
**Фазовые переходы** — переходы вещества из одной фазы в другую при изменении параметров состояния, характеризующих термодинамическое равновесие.

**Физическая химия** — наука об общих законах, определяющих строение и химические превращения веществ при различных внешних условиях.

**Физические явления** — при физических явлениях изменяется форма или физическое состояние веществ, новые вещества с новыми свойствами не образуются. *Пример 1:* при повышении температуры происходит переход лед — вода-пар (во всех трех состояниях существуют только молекулы воды). *Пример 2:* при длительном нагревании без доступа воздуха наблюдается переход разных аллотропных модификаций фосфора (белый, красный), имеющих разную кристаллическую структуру, в черный фосфор со слоистой структурой.

**Фосфор** —  $^{15}\text{P}_{30,97376}$ . Заряд ядра = +15, электронная конфигурация:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . Один стабильный изотоп  $^{15}\text{P}_{31}$ . Проявляет степень окисления: -3, +1, +3, +5. Существует в нескольких аллотропных модификациях: наиболее устойчив черный фосфор (слоистая структура), химически активный белый фосфор (тетраэдрическая структура), красный фосфор (полимерная структура).

Получение: Восстановление фосфатов коксом при 1500 °C

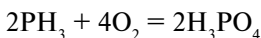


Химические свойства:

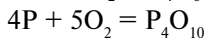
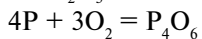
Взаимодействие с водородом —



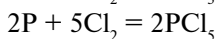
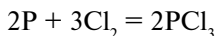
Фосфин — ядовитый газ, сильный восстановитель, малорастворим в воде, на воздухе окисляется с образованием фосфорной кислоты:



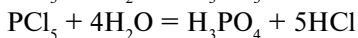
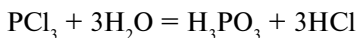
Взаимодействие с кислородом — при недостатке кислорода образуется оксид фосфора (III)  $\text{P}_2\text{O}_3$  (существует в виде димера  $\text{P}_4\text{O}_6$ )



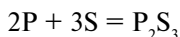
Взаимодействие с галогенами —



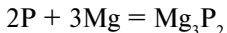
Трихлорид фосфора и пентахлорид фосфора гидролизуются водой:



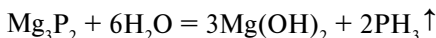
Взаимодействие с серой — образование сульфидов:



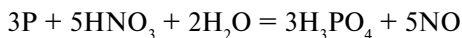
Взаимодействие с металлами — образование фосфидов:



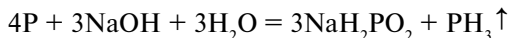
Фосфиды металлов реагируют с водой с образованием фосфина:



Взаимодействие с азотной кислотой —

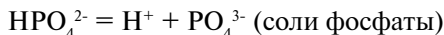
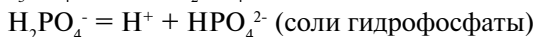
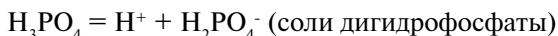


Белый фосфор реагирует с горячими щелочами с образованием фосфина:



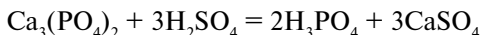
*гипофосфит натрия*

**Фосфорная (ортофосфорная) кислота** —  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — ортофосфорная кислота, хорошо растворима в воде. В водных растворах диссоциирует как слабая кислота по трем ступеням:

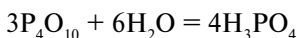
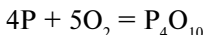


Получение:

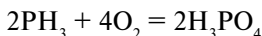
Обработка фосфата кальция серной кислотой:



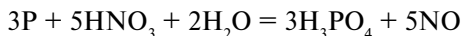
Окисление фосфора с последующим растворением оксида в воде:



Окисление фосфина на воздухе:

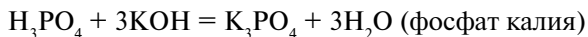
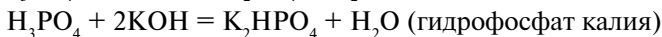
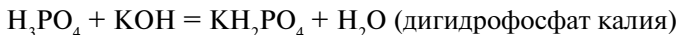


Окисление фосфора азотной кислотой:



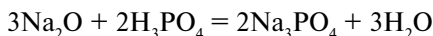
Химические свойства:

При реакции нейтрализации образуется 3 типа солей

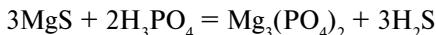


Все фосфаты щелочных металлов и аммония растворимы в воде.

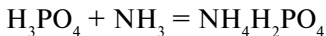
Взаимодействие с основными оксидами —



Взаимодействие с солями —



Взаимодействие с аммиаком —



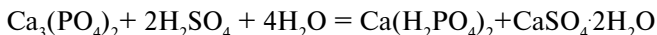
Другие химические свойства см. *кислоты*.

**Фосфорные удобрения** — к фосфорным удобрениям относятся минеральные и органические вещества, содержащие фосфор и используемые для улучшения питания растений фосфором. Основным источником фосфорных удобрений являются фосфориты и апатиты, кроме того, применяются промышленные отходы, например, фосфатшлак, томасшлак и т.д. Также в качестве фосфорных удобрений можно применять органические смеси, например, костную муку, навоз. Наиболее часто встречается подразделение видов фосфорных удобрений по растворимости: водорастворимые, цитратнорастворимые, лимоннорастворимые и труднорастворимые.

**Фосфоритная мука** —  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (встречается в природных месторождениях фосфоритов и апатитов).

**Простой суперфосфат** —  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

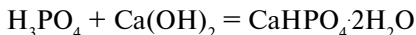
Получают по реакции:



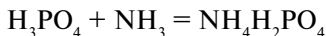
**Двойной суперфосфат** —  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Получают по реакции:



**Преципитат** —  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Получают реакцией нейтрализации:



**Аммофос** —  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ . Получают по следующей реакции:



**Нитрофосфат** —  $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ . Получают обработкой фосфатного сырья азотной кислотой.

**Нитрофоска** —  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \cdot \text{KNO}_3$ . Получают смешением азотной кислоты, KCl и фосфатного сырья.

**Фотохимические реакции** — химические реакции, протекающие под действием света.

**Фотохимия** — раздел химии, изучающий химические превращения веществ под действием электромагнитного излучения — ближнего ультрафиолетового (~ 100–400 нм), видимого (400–800 нм) и ближнего инфракрасного (0,8–1,5 мкм).

**Фуллерены** — одна из аллотропных форм существования в природе углерода (кроме известных графита, алмаза, карбина, и т.д.). Фуллерены обычно представляют собой шарообразные молекулы  $\text{C}_{60}$  или молекулы  $\text{C}_{70}$ .



## Х

**Халькогены** — химические элементы VIa группы периодической системы: кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po.

**Химическая связь** — взаимное притяжение атомов, приводящее к образованию молекул и кристаллов. Квантовая химия химическую связь определяет как результат электростатического взаимодействия между отрицательно заряженными электронами валентных подуровней и положительно заряженными остовами атомов. От типа химической связи зависят физические и химические свойства веществ. Типы химической связи: *ковалентная* (полярная и неполярная), *ионная*, *металлическая*, *донорно-акцепторная* (или координационная), *водородная*. Основные характеристики химической связи: *энергия химической связи*, длина связи, насыщенность и направленность, степень ионности и эффективные заряды атомов.

*Длина связи* — расстояние между двумя атомами, образующими молекулу. Пример: длина связи H — H в молекуле водорода равна 74 пм, длина связи H — O в молекуле воды равна 96 пм.

*Направленность* химической связи — характерна для ковалентной связи и определяет пространственное расположение молекулы (ее структуру и геометрию, см. гибридизация атомных орбиталей). Так валентный угол HOH в молекуле воды равен  $104,5^\circ$ , угол HNH в молекуле аммиака ( $\text{NH}_3$ ) равен  $107^\circ$ , угол OOO в молекуле озона ( $\text{O}_3$ ) равен  $117^\circ$ .

*Насыщенность связи* — это свойство образовывать строго определенное количество ковалентных связей. Вследствие этого, атом углерода за счет четырех неспаренных электронов в возбужденном состоянии способен образовывать не более четырех ковалентных связей с другими атомами, атом серы — не более 6 связей, атом хлора — не более 7 связей.

*Эффективный заряд* атомов в молекулах с ковалентной неполярной связью равен 0 ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2$  ...), а в молекулах с разными атомами отличается от формального, т.е. рассчитанного из приближения равенства ковалентной полярной связи ионной. Так в молекуле HF эффективный заряд водорода равен  $+0,42$  (а не  $+1$ ), а эффективный заряд фтора равен  $-0,42$  (а не  $-1$ ), Эффективный заряд показывает частичное смещение электронной плотности в сторону атома фтора, но не полную передачу электрона от атома водорода атому фтора.

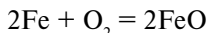
*Степень ионности* рассчитывают как отношение эффективного заряда атома к расчетному, т.е. в случае молекулы HF степень ионности связи составляет:  $0,42/1 \cdot 100\% = 42\%$ .

**Химическая экология** — раздел экологии, изучающий структуру и функционирование природных и созданных человеком экологических систем за счет протекания химических процессов, миграцию

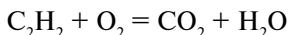
химических элементов в биосфере, влияние антропогенного воздействия на эти процессы.

**Химические явления** — или *химические реакции*, в результате которых образуются новые вещества с новыми физическими и химическими свойствами.

Примеры: при окислении окисление железа кислородом образуется новое вещество — оксид железа, которое отличается от исходного металла и газообразного кислорода физическими и химическими свойствами:



При горении ацетилена в кислороде образуются углекислый газ и вода, по своим физическим и химическим свойствам отличающиеся от свойств исходных веществ:



**Химические реакции** — химическими реакциями называют превращения одних веществ в другие, отличные от исходных по химическому составу или строению. При этом общее количество атомов каждого химического элемента, а также сами химические элементы, составляющие вещества, остаются в процессе химических реакций неизменными. Процессы протекания химических реакций описываются уравнениями химических реакций.

Классификация химических реакций (по признаку изменения числа исходных и конечных веществ):

1. *Реакции соединения* проходят при взаимодействии двух или нескольких веществ с образованием нового вещества:

$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$  — образование сульфида железа из простых веществ

$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2$  — гидроксид магния из оксида магния и воды

$\text{ZnO} + \text{SO}_3 = \text{ZnSO}_4$  — сульфат цинка из оксида цинка и оксида серы (VI)

$4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$  — синтез азотной кислоты

2. *Реакции разложения:*

$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ , разложение карбоната кальция (мел, мрамор, известняк) с образованием оксидов кальция и углерода

$\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$ , — разложение гидроксидов на соответствующий оксид и воду

$2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$  — разложение бикарбоната натрия (питьевой соды) с образованием карбоната натрия, углекислого газа и воды

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$  — термическое разложение малахита с образованием оксида меди (II), углекислого газа и воды.

$2\text{CH}_4 = \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$  — термическое разложение метана с образованием ацетилена и водорода

3. *Реакции замещения*: атомы одного химического элемента замещают частично или полностью атомы в другом соединении:

$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$  — атомы железа замещают атомы водорода в молекуле серной кислоты.

$2\text{Na} + 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2 \uparrow$  — атомы натрия замещают атомы водорода в OH- группе этилового спирта

4. *Реакции обмена* (реагирующие вещества обмениваются своими составными частями):

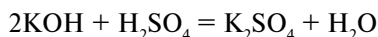
$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$  — при реакции между двумя солями прошел обмен ионами

$2\text{KOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$  при взаимодействии между основанием и солью прошел обмен ионами

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$  — при взаимодействии между этиловым спиртом и уксусной кислотой (реакция этерификации) прошел обмен составными частями.

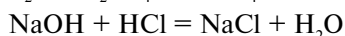
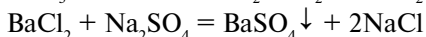
По признаку изменения степени окисления атомов реакции делятся на окислительно-восстановительные реакции и реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов.

Особым видом реакций являются *реакции нейтрализации* (реакции между кислотами и основаниями с образованием соли и воды):

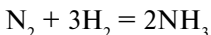


По признаку обратимости реакции делятся на экзотермические реакции и эндотермические реакции.

*Необратимые реакции* — это реакции, протекающие только в одном направлении и завершающиеся практически полным превращением исходных веществ в продукты реакции. Для реакций ионного обмена критерием необратимости реакции является условие образования в качестве продуктов реакции газа, выпадение осадка или образование малодиссоциирующего соединения, например, воды:



*Обратимые реакции* — это реакции, протекающие одновременно во взаимно противоположных направлениях. По мере образования продуктов реакции они, взаимодействуя между собой, могут образовывать исходные вещества (см. химическое равновесие):



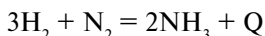
**Химический элемент** — определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Подразделяются на металлы и неметаллы. Известные на данный момент химические элементы расположены в таблице Д. И. Менделеева. Заряд ядра равен порядковому номеру элемента в таблице.

**Химические формулы** — обозначение простых и сложных веществ с использованием символов химических элементов. Формулы веществ показывают качественный (из каких химических элементов состоит вещество) и количественный состав (сколько атомов каждого вида содержит вещество). Например:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ .

**Структурные формулы** показывают порядок расположения связей атомов в молекуле, например:  $\text{O}=\text{N}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$ ,  $\text{Cl}-\text{Ba}-\text{Cl}$ ,  $\text{O}=\text{S}=\text{O}$

**Электронные формулы** показывают образование молекул с помощью электронных пар, т.е. вместо черточки в структурной формуле записывается пара электронов, например:  $\text{H}:\text{O}:\text{H}$

**Химическое равновесие** — это такое состояние системы, при которой скорость прямой и обратной реакций равны. Пример: для реакции



скорость прямой реакции синтеза аммиака прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их *стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции*:

$$V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} \cdot [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2],$$

*Скорость химической реакции* разложения аммиака можно записать следующим образом:

$$V_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot [\text{NH}_3]^2$$

Следовательно, при химическом равновесии

$$V_{\text{пр.}} = V_{\text{обр.}}$$

или, приравнявая правые части, получим:

$$k_{\text{пр.}} \cdot [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2] = k_{\text{обр.}} \cdot [\text{NH}_3]^2$$

Запишем это равенство в следующем виде:

$$k_{\text{пр.}} / k_{\text{обр.}} = [\text{NH}_3]^2 / [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]$$

где отношение  $k_{\text{пр.}} / k_{\text{обр.}}$  обозначают  $K$  и называют константой равновесия химической реакции. Константа равновесия химической реакции равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ. Константа химического равновесия зависит от природы реагирующих веществ и от температуры. При заданных условиях химическое равновесие может сохраняться длительное время. Если изменить условия, т.е. увеличить или уменьшить температуру, давление, концентрации реагирующих веществ, то равновесие нарушится. В какую сторону сместится равновесие, предсказывает принцип Ле Шателье.

**Химия** — изучает химические элементы, атомы, образуемые ими простые и сложные вещества, законы их строения и взаимного превращения. Химия подразделяется на неорганическую и органическую химию. В настоящее время существует множество разделов химии, имеющих теоретическую или практическую направленность: физическая химия, общая химия, биохимия, коллоидная химия, аналитическая химия, химия полимеров, химическая технология, химическая экология, агрономическая химия, фотохимия, радиационная химия, экологическая химия и т.д.

**Химия окружающей среды** — раздел химии, изучающий химические превращения, происходящие в окружающей природной среде.

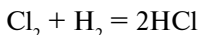
**Химия полимеров** — раздел химии, объектами исследования которого являются полимеры: их строение, свойства, способы получения, методы анализа, области применения. Химия полимеров делится на подразделы: физическая химия полимеров, структурная химия полимеров и т.д.

**Химия почв** — раздел почвоведения, изучающий состав, структуру соединений, химические, физико-химические и коллоидные свойства минеральной и органической части почв, их взаимодействие и изменения при почвообразовании, химические методы исследования и использования почв.

**Хлор** —  $^{17}\text{Cl}_{35,453}$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$ ). Состоит из двух стабильных изотопов:  $^{17}\text{Cl}_{35}$  (75,4%) и  $^{17}\text{Cl}_{37}$  (24,6%). Проявляет степени окисления:  $-1$  ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ...),  $+1$  ( $\text{ClF}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_3\text{N}$ ...),  $+3$  ( $\text{ClF}_3$ ,  $\text{NaClO}_2$ ...),  $+5$  ( $\text{ClF}_5$ ,  $\text{KClO}_3$ ...),  $+7$  ( $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NaClO}_4$ ...). Молекула  $\text{Cl}_2$  состоит из двух атомов, связь в молекуле ковалентная неполярная. Хлор — при обычных условиях газ желто-зеленого цвета, ядовит,  $T_{\text{пл.}} = -101,0^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{кип.}} = -34,2^\circ\text{C}$ , растворим в воде, химически активен, проявляет окислительные свойства. Нахождение в природе:  $\text{NaCl}$  — каменная соль,  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$  — сильвинит,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  — карналлит.

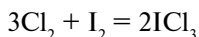
#### Химические свойства:

1. Взаимодействие с водородом — получение хлороводорода:

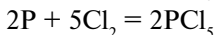
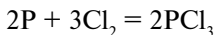


В хлоре окисляются все простые вещества за исключением углерода, азота, кислорода и инертных газов.

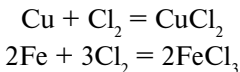
2. Взаимодействие с галогенами:



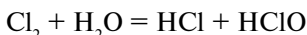
3. Взаимодействие с другими металлами



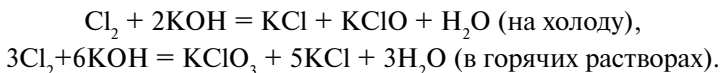
## 4. Взаимодействие с металлами:



## 5. Взаимодействие с водой:



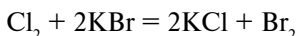
## 6. Взаимодействие с основаниями:



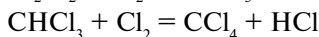
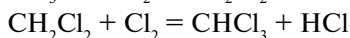
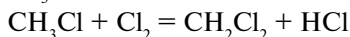
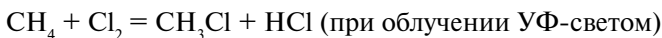
Получение хлорной (белильной) извести, как смеси двух солей (хлорида и гипохлорита кальция):



## 7. Взаимодействие с солями:

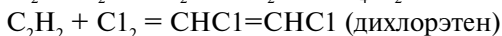


## 8. Взаимодействие с алканами (цепные реакции):



( $\text{CCl}_4$  — четыреххлористый углерод,  $\text{CHCl}_3$  — хлороформ,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  — хлористый метилен,  $\text{CH}_3\text{Cl}$  — хлористый метил)

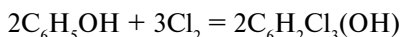
## 9. Взаимодействие с алкенами:



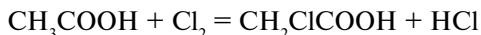
## 10. Взаимодействие с бензолом в присутствии хлорида алюминия:

11. Взаимодействие с бензолом в присутствии  $\text{FeCl}_3$ :

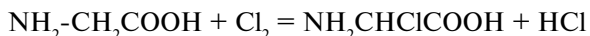
## 12. Взаимодействие с фенолом:



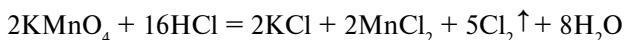
## 13. Взаимодействие с карбоновыми кислотами:



## 14. Взаимодействие с аминокислотами:



Получение хлора:



Электролиз расплава NaCl.

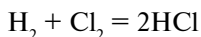
Электролиз раствора NaCl.

Применение хлора: для обеззараживания воды (хлорирование воды), получения хлороводорода, в синтезе веществ, содержащих хлор.

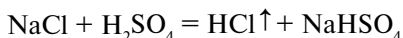
**Хлороводород** — HCl. Газ без цвета с резким запахом, ядовит, хорошо растворяется в воде. Водный раствор хлороводорода называется соляной (хлороводородной) кислотой. Связь в молекуле ковалентная полярная.

Получение:

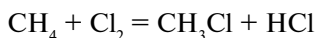
Промышленный синтетический метод —



Промышленный сульфатный способ —

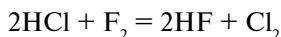


Побочный продукт в реакциях хлорирования углеводородов



Химические свойства:

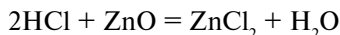
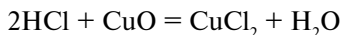
1. Взаимодействие с галогенами —



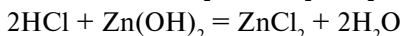
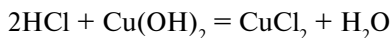
2. Взаимодействие с аммиаком — получение хлорида аммония:



3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами оксидами —



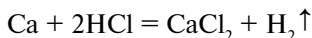
4. Реакции с основаниями, в том числе с амфотерными гидроксидами —



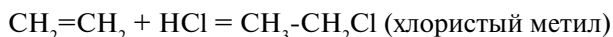
5. Взаимодействие с солями —



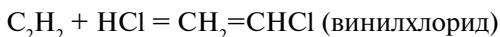
6. Взаимодействие с металлами —



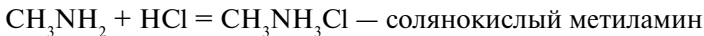
7. Взаимодействие с алкенами —



8. Взаимодействие с алкинами —



## 9. Взаимодействие с аминами —



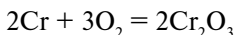
## 10. Взаимодействие с аминокислотами —



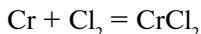
**Хром** — Cr. твердый металл серебристо-белого цвета, плотность 7,2 г/см<sup>3</sup>,  $T_{\text{пл.}} = 1855^\circ\text{C}$ . В природе встречается в виде минерала хромита или хромистого железняка  $\text{FeCr}_2\text{O}_4$ . Проявляет степени окисления от +1 до +6, наиболее устойчивые степени окисления +2 ( $\text{CrCl}_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ), +3 ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ), +6 ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ). Металл хром на воздухе покрывается оксидной пленкой  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

Химические свойства:

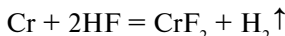
Окисление кислородом воздуха при обычных температурах—



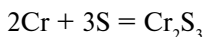
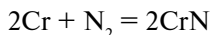
Взаимодействие с галогенами при нагревании —



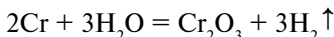
Взаимодействие с галогеноводородами при нагревании —



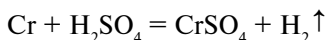
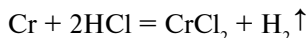
Взаимодействие с неметаллами при нагревании —



Раскаленный хром взаимодействует с парами воды —



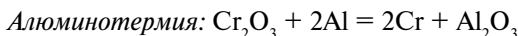
Взаимодействие с разбавленными серной и соляной кислотами после удаления оксидной пленки:



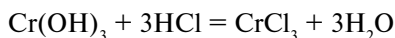
С азотной и концентрированной серной кислотами хром не реагирует.

Получение.

Электролиз растворов и расплавов солей хрома, см. электролиз расплавов солей и электролиз растворов солей.

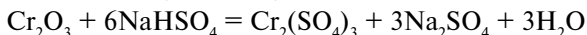
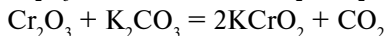
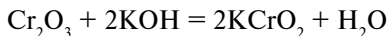


Оксид хрома (III) и гидроксид хрома (III) обладают амфотерными свойствами:

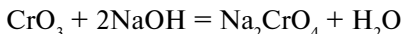
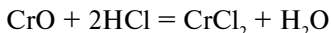




При сплавлении  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  реагирует со щелочами, карбонатами щелочных металлов и кислыми солями:



$\text{CrO}$  — относится к оксидам основным, а  $\text{CrO}_3$  — к оксидам кислотным:



Соли хромовой кислоты  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  в кислой среде переходят в дихромат-ионы ( $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  — дихромат натрия). В щелочной среде наоборот дихромат-ионы переходят в хромат-ионы.

## Ц

**Царская водка** — смесь концентрированных азотной и соляной кислот (соотношение по объему 1:3), растворяет даже благородные металлы.

**Цементы** — порошкообразные минеральные вяжущие материалы, образующие при взаимодействии с водой или водными растворами солей пластичную массу, превращающуюся со временем в твердое камневидное тело; основной строительный материал.

**Цеолиты** — природные или синтетические алюмосиликаты, кристаллическая структура которых образована тетраэдрическими фрагментами  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  и  $[\text{AlO}_4]^{5-}$ , объединенными общими вершинами в трехмерный каркас, пронизанный полостями и каналами размером 0,2–1,5 нм.

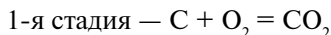
**Цепные реакции** — химические превращения и ядерные процессы, в которых появление промежуточной активной частицы (свободного радикала, атома, возбужденной молекулы в химических превращениях, нейтрона — в ядерных процессах) вызывает цепь превращений исходных веществ. Например, радикальная полимеризация, окисление, пиролиз и галогенирование углеводородов, цепное деление атомных ядер.

## Ч

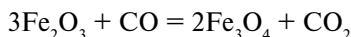
**Чугун** — сплавы железа с углеродом, содержащие от 2 до 4% С называют чугунами. Состав чугуна: Fe — 93%, С — 4%, Si — 0,5–2%, Mn — 1–3%, P — 0,02–2,5%, S — 0,005–0,08%. Чугун получают восстановлением железосодержащих руд в присутствии угля в доменных печах.

*Химические реакции, на которых основано производство чугуна:*

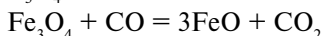
Горение кокса (C) с образованием оксида углерода (II):



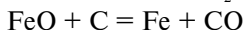
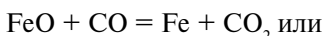
Восстановление руды, содержащей оксид железа (III), оксидом углерода (II) при  $T=450\text{--}500\text{ }^\circ\text{C}$ :



Восстановление  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  при  $T=600\text{ }^\circ\text{C}$  —

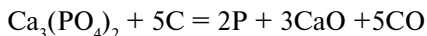
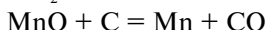
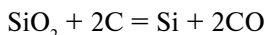


Восстановление FeO до металла при  $T=700\text{ }^\circ\text{C}$ :

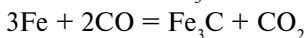
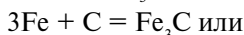


Побочные реакции:

Восстановление Si, Mn, P из соединений, содержащихся в руде в качестве примесей:



Образование карбида железа  $\text{Fe}_3\text{C}$  (цементит):



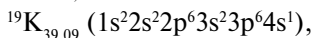
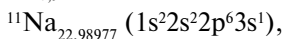
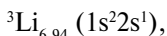
Расплавленное железо, растворяя в себе углерод, цементит, кремний, марганец, фосфор, серу, образует жидкий чугун, из которого затем при переплавке получают стали. Чугун в отличие от стали хрупок, не прокатывается, не поддается ковке.

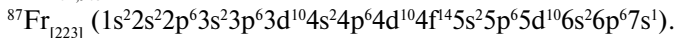
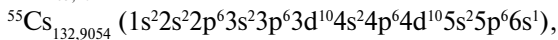
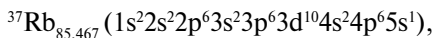
## Щ

**Щелочи** — гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов (металлов IA и IIA главных подгрупп).

**Щелочно-земельные металлы** — химические элементы главной подгруппы II группы (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).

**Щелочные металлы** — элементы главной подгруппы I группы в периодической таблице Д. И. Менделеева:

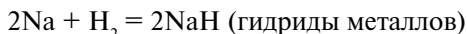




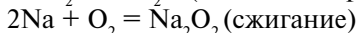
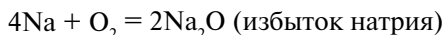
Относятся к s-элементам. Все активные металлы. На внешнем электронном уровне находится 1 электрон. При образовании химических связей металл отдает один электрон и превращается в ион ( $\text{Na} - 1e^- = \text{Na}^+$ ). С увеличением порядкового номера в подгруппе металлические свойства увеличиваются (цезий и франций более активные металлы, чем литий и натрий, франций — радиоактивный элемент), электроотрицательность — уменьшается, энергия ионизации — уменьшается (электрон легче отнять с внешнего уровня у франция, чем у лития за счет большего радиуса атома), радиус атома и радиус катиона — увеличивается, плотность — увеличивается (плотность Li, Na, K меньше 1 г/см<sup>3</sup> и они легче воды). Все металлы обладают высокой электро- и теплопроводностью, пластичностью. Характерная валентность равна 1, характерная степень окисления: +1. Оксиды щелочных металлов — основные оксиды:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{Fr}_2\text{O}$ . При реакции металла с водой образуются щелочи:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{FrOH}$  ... Водородные соединения — гидриды металлов:  $\text{LiH}$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{KH}$ ,  $\text{RbH}$ ,  $\text{CsH}$ .

Химические свойства щелочных металлов на примере натрия:

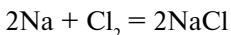
1. Взаимодействие с водородом:



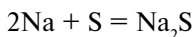
2. Взаимодействие с кислородом — образование оксидов и пероксидов:



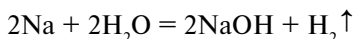
3. Взаимодействие с галогенами:



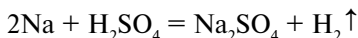
4. Взаимодействие с другими неметаллами, например с серой:



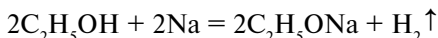
5. Взаимодействие с водой:



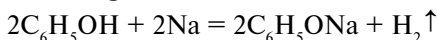
6. Взаимодействие с кислотами:



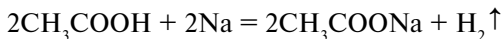
Взаимодействие со спиртами:



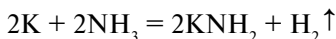
8. Взаимодействие с фенолом:



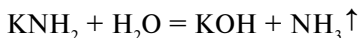
9. Взаимодействие с карбоновыми кислотами:



10. Взаимодействие с жидким аммиаком — образование амидов:



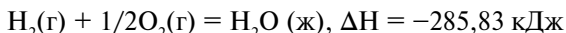
Амиды легко гидролизуются с образованием основания и аммиака:



Вследствие высокой химической активности в свободном состоянии щелочные металлы в природе не встречаются. Наиболее распространенные минералы: полевые шпаты —  $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$  и  $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ ,  $\text{NaCl}$  — каменная соль,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — глауберова соль,  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  — криолит,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — бора,  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  — сильвинит,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  — карналлит,  $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$  — сподумен. Важное практическое значение имеют *калийные удобрения*.

## Э

**Экзотермические реакции** — реакции, протекающие с выделением теплоты, например:



где  $\Delta\text{H}$  — *тепловой эффект реакции* или изменение энтальпии системы.

Экзотермические реакции записывают также в виде:



**Экспресс-тесты** — методы и средства быстрого, простого и относительно недорогого массового химического и биохимического анализа, обычно вне лаборатории.

**Экстракция** (от лат. *extrahō* — извлекаю) — метод извлечения вещества (экстракта) из смеси растворителем (экстрагентом), применяемый для концентрирования и очистки веществ. Для извлечения из раствора применяются растворители, не смешивающиеся с этим раствором (как правило, водным), но в которых вещество растворяется лучше, чем в первом растворителе. Экстракция применяется в химической, нефтеперерабатывающей, пищевой, металлургической, фармацевтической и других отраслях, в аналитической химии и химическом синтезе.

**Электроды** — в электрохимии — электронно-проводящие фазы, контактирующие с ионным проводником (электролитом).

**Электролиз** — окислительно-восстановительные реакции, протекающие в растворах или расплавах электролитов при пропускании через них постоянного электрического тока.

**Электролиз расплавов** — при электролизе расплавов веществ происходит распад их молекул на ионы.

*Пример 1.* В расплаве NaCl образуются катионы натрия и анионы хлора:

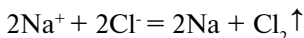


На электродах (катод заряжен отрицательно, а анод — положительно) протекают следующие процессы:

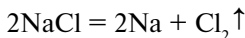
катод /  $\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$  / реакция восстановления / 2

анод /  $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$  / реакция окисления / 1

Коэффициенты поставлены таким образом, чтобы количество принятых электронов было равно количеству отданных электронов в реакциях окисления и восстановления. Следовательно:

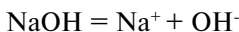


Это уравнение называют сокращенным ионным уравнением электролиза. В молекулярном виде получится следующее уравнение:



Продуктами электролиза расплава соли являются металлический натрий и газообразный хлор.

*Пример 2.* В расплаве гидроксид натрия диссоциирует на катионы натрия и анионы гидроксила:



На электродах протекают следующие процессы:

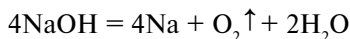
катод /  $\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$  / реакция восстановления / 4

анод /  $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$  / реакция окисления / 1

Уравнение реакции электролиза в ионном виде:



Уравнение реакции электролиза в молекулярном виде:



*Пример 3.* В расплаве сульфат калия диссоциирует на катионы калия и сульфат-ионы:

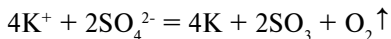


На электродах протекают следующие процессы:

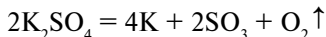
катод /  $\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$  / реакция восстановления / 4

анод /  $2\text{SO}_4^{2-} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 \uparrow + 2\text{SO}_3$  / реакция окисления / 1

Уравнение реакции электролиза в ионном виде:

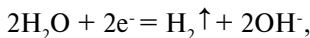


Уравнение реакции электролиза в молекулярном виде:



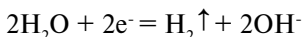
**Электролиз растворов** — при электролизе водных растворов солей используют следующие правила:

При восстановлении катионов металлов, стоящих до Al включительно в *электрохимическом ряду напряжений металлов*, на катоде происходит восстановление воды по схеме:

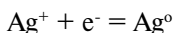


а катионы металлов остаются в растворе.

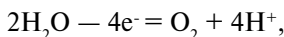
При восстановлении катионов металлов, стоящих после алюминия до водорода в *электрохимическом ряду напряжений металлов*, на катоде происходит восстановление и металла и воды по схеме:



При восстановлении катионов металлов, стоящих после водорода в *электрохимическом ряду напряжений металлов*, на катоде происходит полное восстановление металла, например:

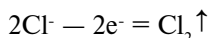


При окислении анионов кислородсодержащих кислот на аноде происходит окисление воды по схеме:



а анионы остаются в растворе.

При окислении анионов бескислородных кислот на аноде происходит окисление анионов с образованием простого вещества, например:



*Пример 1:* NaCl- катион натрия стоит до алюминия в *электрохимическом ряду напряжений металлов*, анион хлора — от бескислородной соляной кислоты HCl. Используем п. 1. и п. 5. В растворе хлорида натрия происходит диссоциация на ионы:

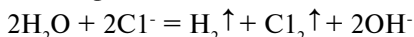


На электродах протекают процессы окисления-восстановления:

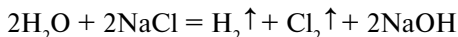
катод/  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$  / восстановление / 2/ 1

анод /  $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2\uparrow$  / окисление / 2/ 1

Т.к. 2 электрона отдано и 2 электрона принято, то коэффициенты соответственно 2 и 2 или после сокращения 1 и 1. Сокращенное ионное уравнение электролиза:



молекулярное уравнение электролиза:



*Пример 2:*  $\text{FeSO}_4$  — в этой соли катион железа стоит между алюминием и водородом в *электрохимическом ряду напряжений*, а анион

$\text{SO}_4^{2-}$  — от кислородсодержащей серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Используем п. 2 и п. 4. При диссоциации соли образуются катион двухвалентного железа и сульфат-анион:



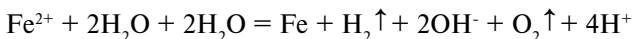
На катоде протекают реакции восстановления катиона железа и воды:

катод/—/  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$  / восстановление / коэффициенты — 4/1

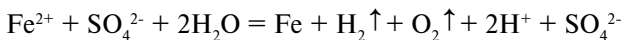
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$  / восстановление /

анод/  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 \uparrow + 4\text{H}^+$  / окисление / коэффициенты — 4/1

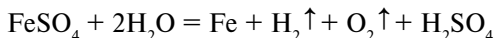
Сокращенное ионное уравнение реакции:



Ионное уравнение реакции:



Молекулярное уравнение реакции:



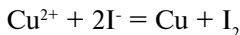
*Пример 3.*  $\text{CuI}_2$  — соль образована катионом, стоящим после водорода в ряду напряжений, и анионом бескислородной кислоты. В растворе происходит диссоциация на ионы:



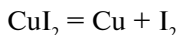
катод/—/  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$  / восстановление / коэффициенты — 2/1

анод/+ /  $2\text{I}^- - 2\text{e}^- = \text{I}_2$  / окисление / коэффициенты — 2/1

Сокращенное ионное уравнение реакции:



Молекулярное уравнение реакции:



**Электролиты** — сложные химические вещества, распадающиеся на ионы (катионы и анионы) в растворах или расплавах электролитов и проводящие электрический ток. Примеры:

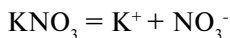
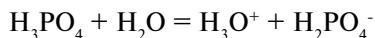
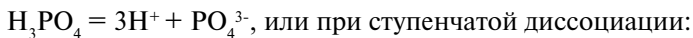
$\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{LiNO}_3$ ,... — электролиты.

$\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,... — неэлектролиты.

Различают сильные и слабые электролиты в зависимости от степени электролитической диссоциации.

**Электролитическая диссоциация** — обратимый процесс распада молекул электролитов на ионы при растворении их в воде (или в расплаве). Легче всего диссоциируют молекулы с ионной связью под действием диполей воды, при этом образуются гидратированные

ионы. Химические свойства кислот, солей, оснований с позиции теории электролитической диссоциации см. кислоты, соли, основания образуются гидратированные ионы. Пример:



**Электрон** — элементарная частица, обладающая наименьшим существующим в природе отрицательным электрическим зарядом, равным  $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл. Масса электрона равна  $9,1 \cdot 10^{-28}$  г. Электрон является составляющей частью атомов: число электронов в нейтральном атоме равно суммарному числу протонов.

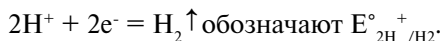
**Электроотрицательность** — способность атома притягивать к себе электроны. При образовании ковалентной связи общая пара электронов притягивается к более электроотрицательному элементу.

**Электрофильная частица (электрофил)** — частица, несущая положительный заряд или имеющая дефицит электронов.

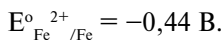
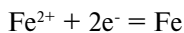
**Электрофильные реакции** — реакции, в которых атаку осуществляет электрофил (см. также Электрофильная частица). Различают следующие типы электрофильных реакций:

1. Электрофильное замещение (см. Замещение).
2. Электрофильное присоединение (см. Присоединение)

**Электрохимический ряд напряжений металлов** — ряд стандартных электродных потенциалов металлов. В качестве электрода сравнения, у которого потенциал равен 0, принимают стандартный водородный электрод. Водородный электрод состоит из платиновой пластины, покрытой электролитически осажденной платиной, погруженной в раствор серной кислоты с концентрацией ионов  $\text{H}^+ = 1$  моль/л. Электрод омывается струей газообразного водорода под давлением 101,325 кПа при  $T=298,15^\circ\text{K}$ . Стандартный электродный потенциал системы



При определении электродных потенциалов пластинку из металла погружают в раствор соли с концентрацией 1 моль/л и соединяют со стандартным водородным электродом, измеряют электродвижущую силу полученного гальванического элемента и принимают ее за стандартный электродный потенциал данного электрода. Например: для системы



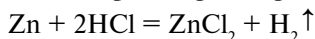


Ниже приведен ряд стандартных электродных потенциалов металлов.

$\text{Li}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $2\text{H}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pt}^{2+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$

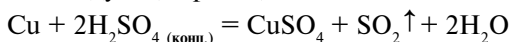
$\text{Li}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Mn}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cr}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Sn}$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Hg}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Pt}$ ,  $\text{Au}$

В этом ряду металлический литий — самый сильный восстановитель, а ион лития  $\text{Li}^+$  — самый слабый окислитель, металлическое золото ( $\text{Au}$ ) — самый слабый восстановитель, а ион золота  $\text{Au}^{3+}$  — самый сильный окислитель. Металлы, стоящие до водорода в ряду напряжений, вытесняют водород из растворов кислот, например:

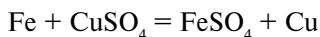


Металлы, стоящие после водорода, не вытесняют его из кислот:

$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \neq$  реакция не идет, но с концентрированной кислотой протекает следующая реакция:



Металлы, стоящие в ряду напряжений левее другого металла, могут вытеснять его из растворов солей:



**Элементный анализ** — совокупность методов качественного и количественного определения химических элементов в анализируемом веществе.

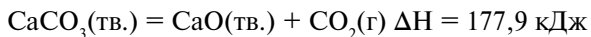
**Элементы зольные** (вещества зольные) — макро- и микроэлементы, обнаруженные в золе растений, опада, подстилки, живых организмов и др. компонентах экосистемы после прокаливания при  $450^\circ\text{C}$ . Э. з., как правило, имеют биогенное происхождение. Обычно это все элементы, которые могут находиться в растениях и животных, кроме  $\text{C}$ ,  $\text{H}$ ,  $\text{O}$ ,  $\text{N}$ ; последние не входят в состав золы, т.к. улетучиваются при сухом озолении, см. состав зольный.

**Энергетические уровни** — возможные с позиций квантовой механики значения энергии для систем, состоящих из элементарных частиц, атомов, молекул. Внутренняя энергия атома может принимать только определенные дискретные (квантовые) значения, соответствующие устойчивым состояниям атома. Электрон на своем низшем энергетическом уровне считается находящимся в *основном состоянии*. Электроны на более высоких энергетических уровнях считаются находящимися в *возбужденных состояниях*. Переход электрона на более высокий энергетический уровень называется *возбуждением электрона*.

**Энергия химической связи** — энергия, необходимая для разрыва химической связи между атомами. Такое же количество энергии выделяется при образовании химической связи. Например, энергия

ковалентной неполярной связи в молекуле фтора (F-F) составляет 36 ккал/моль, в молекуле фтороводорода энергия ковалентной полярной связи равна 135 ккал/моль, водородной связи между молекулами воды — около 5 ккал/моль.

**Эндотермические реакции** — реакции, протекающие с поглощением теплоты, например:



где  $\Delta H$  — *тепловой эффект реакции* или изменение энтальпии системы.

Эндотермические реакции записывают также в виде:



## Я

**Ядерные реакции** — превращения ядер атомов при взаимодействии с элементарными частицами,  $\gamma$ -излучением или друг с другом. Изучение ядерных реакций открывает путь к практическому использованию энергии атомного ядра. Показано, что максимальная энергия связи элементарных частиц в составе ядра приходится на атомы химических элементов в средней части периодической системы. Поэтому при распаде ядер атомов тяжелых химических элементов на более легкие (реакции деления) или при соединении ядер атомов легких химических элементов в более тяжелые ядра (термоядерный синтез) должно выделяться большое количество энергии.

**Ядро атомное** — центральная часть атома, вокруг которой располагается электронная оболочка. Ядро атома имеет положительный заряд и по абсолютной величине равен сумме зарядов протонов, входящих в его состав.

## ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

### Растворимость кислот, солей и оснований в воде

Катион	Анион												
	OH <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	-	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	-	P
Na <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P
Mg <sup>2+</sup>	M	H	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P
Ca <sup>2+</sup>	M	H	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P
Ba <sup>2+</sup>	P	M	P	P	P	P	H	H	P	H	-	H	P
Al <sup>3+</sup>	H	M	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	M
Cr <sup>3+</sup>	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	H	H	P
Zn <sup>2+</sup>	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Mn <sup>2+</sup>	P	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Co <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Ni <sup>2+</sup>	P	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe <sup>2+</sup>	H	H	P	P	P	H	-	P	P	H	H	H	P
Fe <sup>3+</sup>	H	H	P	P	P	-	H	P	P	H	H	H	P
Cd <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Hg <sup>2+</sup>	-	-	P	M	H	H	H	P	P	H	H	-	P
Cu <sup>2+</sup>	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Ag <sup>+</sup>	-	P	P	H	H	H	H	M	P	H	H	H	P
Sn <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	H	-	P	-	H	-	-	P
Pb <sup>2+</sup>	H	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P

Таблица 2

Распределение электронов по энергетическим уровням в атомах

Элемент	1	2	3	4	Элемент	1	2	3	4	5	6	Элемент	1	2	3	4	5	6	7
H	1				Rb	2	8	18	8	1		Ta	2	8	18	32	11	2	
He	2				Sr	2	8	18	8	2		W	2	8	18	32	12	2	
Li	2	1			Y	2	8	18	9	2		Re	2	8	18	32	13	2	
Be	2	2			Zr	2	8	18	10	2		Os	2	8	18	32	14	2	
B	2	3			Nb	2	8	18	12	1		Ir	2	8	18	32	15	2	
C	2	4			Mo	2	8	18	13	1		Pt	2	8	18	32	17	1	
N	2	5			Tc	2	8	18	13	2		Au	2	8	18	32	18	1	
O	2	6			Ru	2	8	18	15	1		Hg	2	8	18	32	18	2	
F	2	7			Rh	2	8	18	16	1		Tl	2	8	18	32	18	3	
Ne	2	8			Pd	2	8	18	18	0		Pb	2	8	18	32	18	4	
Na	2	8	1		Ag	2	8	18	18	1		Bi	2	8	18	32	18	5	
Mg	2	8	2		Cd	2	8	18	18	2		Po	2	8	18	32	18	6	
Al	2	8	3		In	2	8	18	18	3		At	2	8	18	32	18	7	
Si	2	8	4		Sn	2	8	18	18	4		Rn	2	8	18	32	18	8	
P	2	8	5		Sb	2	8	18	18	5		Fr	2	8	18	32	18	8	1
S	2	8	6		Te	2	8	18	18	6		Ra	2	8	18	32	18	8	2
Cl	2	8	7		I	2	8	18	18	7		Ac	2	8	18	32	18	9	2
Ar	2	8	8		Xe	2	8	18	18	8		Th	2	8	18	32	18	10	2

Окончание табл. 2

Элемент	1	2	3	4	Элемент	1	2	3	4	5	6	Элемент	1	2	3	4	5	6	7
<b>K</b>	2	8	8	1	<b>Cs</b>	2	8	18	18	8	1	<b>Pa</b>	2	8	18	32	20	9	2
<b>Ca</b>	2	8	8	2	<b>Ba</b>	2	8	18	18	8	2	<b>U</b>	2	8	18	32	21	9	2
<b>Sc</b>	2	8	9	2	<b>La</b>	2	8	18	18	9	2	<b>Np</b>	2	8	18	32	23	8	2
<b>Ti</b>	2	8	10	2	<b>Ce</b>	2	8	18	20	8	2	<b>Pu</b>	2	8	18	32	24	8	2
<b>V</b>	2	8	11	2	<b>Pr</b>	2	8	18	21	8	2	<b>Am</b>	2	8	18	32	25	8	2
<b>Cr</b>	2	8	13	1	<b>Nd</b>	2	8	18	22	8	2	<b>Cm</b>	2	8	18	32	25	9	2
<b>Mn</b>	2	8	13	2	<b>Pm</b>	2	8	18	23	8	2	<b>Bk</b>	2	8	18	32	27	8	2
<b>Fe</b>	2	8	14	2	<b>Sm</b>	2	8	18	24	8	2	<b>Cf</b>	2	8	18	32	28	8	2
<b>Co</b>	2	8	15	2	<b>Eu</b>	2	8	18	25	8	2	<b>Es</b>	2	8	18	32	29	8	2
<b>Ni</b>	2	8	16	2	<b>Gd</b>	2	8	18	25	9	2	<b>Fm</b>	2	8	18	32	30	8	2
<b>Cu</b>	2	8	17	2	<b>Tb</b>	2	8	18	27	8	2	<b>Md</b>	2	8	18	32	31	8	2
<b>Zn</b>	2	8	18	2	<b>Dy</b>	2	8	18	28	8	2	<b>(No)</b>	2	8	18	32	32	8	2
<b>Ga</b>	2	8	18	3	<b>Ho</b>	2	8	18	29	8	2	<b>Lr</b>	2	8	18	32	32	9	2
<b>Ge</b>	2	8	18	4	<b>Er</b>	2	8	18	30	8	2	<b>Ku</b>	2	8	18	32	32	10	2
<b>As</b>	2	8	18	5	<b>Tm</b>	2	8	18	31	8	2								
<b>Se</b>	2	8	18	6	<b>Yb</b>	2	8	18	32	8	2								
<b>Br</b>	2	8	18	7	<b>Lu</b>	2	8	18	32	8	2								
<b>Kr</b>	2	8	18	8	<b>Hf</b>	2	8	18	32	10	2								

Таблица 3

**Относительные электроотрицательности некоторых химических элементов**

<b>H</b>	2,1	<b>Sc</b>	1,3	<b>Pd</b>	1,35
<b>He</b>		<b>Ti</b>	1,32	<b>Ag</b>	1,42
<b>Li</b>	0,97	<b>V</b>	1,45	<b>Cd</b>	1,46
<b>Be</b>	1,47	<b>Cr</b>	1,56	<b>In</b>	1,49
<b>B</b>	2,01	<b>Mn</b>	1,6	<b>Hf</b>	1,23
<b>C</b>	2,5	<b>Fe</b>	1,64	<b>Ta</b>	1,33
<b>N</b>	3,07	<b>Co</b>	1,7	<b>W</b>	1,4
<b>O</b>	3,5	<b>Ni</b>	1,75	<b>Re</b>	1,46
<b>F</b>	4,1	<b>Cu</b>	1,75	<b>Os</b>	1,52
<b>Ne</b>		<b>Zn</b>	1,66	<b>Ir</b>	1,55
<b>Na</b>	0,9	<b>Ga</b>	1,82	<b>Pt</b>	1,44
<b>Mg</b>	1,23	<b>Ge</b>	2,02	<b>Au</b>	1,42
<b>Al</b>	1,47	<b>As</b>	2,2	<b>Hg</b>	1,44
<b>Si</b>	1,74	<b>Se</b>	2,48	<b>Tl</b>	1,44
<b>P</b>	2,1	<b>Br</b>	2,74	<b>Pb</b>	1,55
<b>S</b>	2,6	<b>Rb</b>	0,89	<b>Bi</b>	1,67
<b>Cl</b>	3,0	<b>Sr</b>	0,99	<b>Po</b>	1,67
<b>K</b>	0,91	<b>Y</b>	1,11	<b>At</b>	1,9
<b>Ca</b>	1,04	<b>Zr</b>	1,22	<b>Rn</b>	
<b>Sc</b>	1,3	<b>Nb</b>	1,23	<b>Fr</b>	0,86
<b>Ti</b>	1,32	<b>Mo</b>	1,3	<b>Ra</b>	0,97
<b>V</b>	1,45	<b>Tc</b>	1,36	<b>Rh</b>	1,45
<b>Cr</b>	1,56	<b>Ru</b>	1,42		

## Относительные атомные массы химических элементов

Водород	<b>H</b>	1,00	Криптон	<b>Kr</b>	83,80	Лютеций	<b>Lu</b>	175,00
Гелий	<b>He</b>	4,00	Рубидий	<b>Rb</b>	85,50	Гафний	<b>Hf</b>	178,40
Литий	<b>Li</b>	6,90	Стронций	<b>Sr</b>	87,60	Тантал	<b>Ta</b>	181,00
Бериллий	<b>Be</b>	9,00	Иттрий	<b>Y</b>	88,90	Вольфрам	<b>W</b>	183,80
Бор	<b>B</b>	10,80	Цирконий	<b>Zr</b>	91,20	Рений	<b>Re</b>	186,20
Углерод	<b>C</b>	12,00	Ниобий	<b>Nb</b>	92,90	Осмий	<b>Os</b>	190,20
Азот	<b>N</b>	14,00	Молибден	<b>Mo</b>	95,90	Иридий	<b>Ir</b>	192,20
Кислород	<b>O</b>	15,99	Технеций	<b>Tc</b>	[97]	Платина	<b>Pt</b>	195,00
Фтор	<b>F</b>	18,99	Рутений	<b>Ru</b>	101,00	Золото	<b>Au</b>	197,00
Неон	<b>Ne</b>	20,17	Родий	<b>Rh</b>	102,90	Ртуть	<b>Hg</b>	200,50
Натрий	<b>Na</b>	22,98	Палладий	<b>Pd</b>	106,40	Таллий	<b>Tl</b>	204,30
Магний	<b>Mg</b>	24,31	Серебро	<b>Ag</b>	107,90	Свинец	<b>Pb</b>	207,20
Алюминий	<b>Al</b>	26,98	Кадмий	<b>Cd</b>	112,40	Висмут	<b>Bi</b>	209,00
Кремний	<b>Si</b>	28,08	Индий	<b>In</b>	114,80	Полоний	<b>Po</b>	[209]
Фосфор	<b>P</b>	30,97	Олово	<b>Sn</b>	118,60	Астат	<b>At</b>	[210]
Сера	<b>S</b>	32,06	Сурьма	<b>Sb</b>	121,70	Радон	<b>Rn</b>	[222]
Хлор	<b>Cl</b>	35,45	Теллур	<b>Te</b>	127,60	Франций	<b>Fr</b>	[223]
Аргон	<b>Ar</b>	39,94	Йод	<b>I</b>	126,90	Радий	<b>Ra</b>	[226]
Калий	<b>K</b>	39,09	Криптон	<b>Xe</b>	131,30	Актиний	<b>Ac</b>	[227]
Кальций	<b>Ca</b>	40,08	Цезий	<b>Cs</b>	132,90	Торий	<b>Th</b>	232,10
Скандий	<b>Sc</b>	44,96	Барий	<b>Ba</b>	137,30	Протактиний	<b>Pa</b>	[231]
Титан	<b>Ti</b>	47,90	Лантан	<b>La</b>	138,90	Уран	<b>U</b>	238,00
Ванадий	<b>V</b>	50,94	Церий	<b>Ce</b>	140,00	Нептуний	<b>Np</b>	[237]
Хром	<b>Cr</b>	51,99	Празеодим	<b>Pr</b>	140,90	Плутоний	<b>Pu</b>	[244]
Марганец	<b>Mn</b>	54,94	Неодим	<b>Nd</b>	144,20	Америций	<b>Am</b>	[243]
Железо	<b>Fe</b>	55,84	Прометий	<b>Pm</b>	[145]	Кюрий	<b>Cm</b>	[247]
Кобальт	<b>Co</b>	58,93	Самарий	<b>Sm</b>	150,40	Берклий	<b>Bk</b>	[247]
Никель	<b>Ni</b>	58,70	Европий	<b>Eu</b>	152,00	Калифорний	<b>Cf</b>	[251]
Медь	<b>Cu</b>	63,54	Гадолиний	<b>Gd</b>	157,20	Эйнштейний	<b>Es</b>	[254]
Цинк	<b>Zn</b>	65,38	Тербий	<b>Tb</b>	158,90	Фермий	<b>Fm</b>	[257]
Галлий	<b>Ga</b>	69,72	Диспрозий	<b>Dy</b>	162,50	Менделевий	<b>Md</b>	[258]
Германий	<b>Ge</b>	72,50	Гольмий	<b>Ho</b>	164,90	Нобелий	<b>(No)</b>	[259]
Мышьяк	<b>As</b>	74,92	Эрбий	<b>Er</b>	167,20	Лоуренсий	<b>Lr</b>	[260]
Селен	<b>Se</b>	78,90	Тулий	<b>Tm</b>	168,90	Курчатовий	<b>Ku</b>	[261]
Бром	<b>Br</b>	79,90	Иттербий	<b>Yb</b>	173,00			

Таблица 5

**Энергия химической связи, кДж/моль**

Тип химической связи	Энергия связи, Дж/моль	Тип химической связи	Энергия связи, Дж/моль
H-H	436	N=O	607
C-H	413	N-F	272
N-H	391	N≡N	941
O-H	463	P-H	322
F-H	563	P-C	272
Si-H	323	P-O	415
P-H	322	P=O	584
S-H	339	P-F	490
Cl-H	432	P-Cl	320
C-C	348	O-O	139
C-N	292	O-F	192
C=N	615	O=O	494
C-O	352	O=S	502
C-F	441	S-F	327
C=C	607	S-O	387
C=O	724	C-S	259
C≡C	839	S-S	213
C-Cl	328	Al-F	599
Si-O	368	Al-Cl	426
Si-F	541	F-F	155
Si-Si	226	Cl-Cl	243
Si-Cl	360	Br-Br	190
N-N	163	I-I	149
N-O	201	C≡N	817



**Длина химической связи,  $10^{-10}$  м**

Тип связи	Длина связи	Тип связи	Длина связи
H-H	0,74	$N \equiv N$	1,09
C-H	1,09	P-O	1,62
N-H	1,01	P=O	1,39
O-H	0,96	P-Cl	2,21
F-H	0,92	O-O	1,48
S-H	1,33	S-S	2,05
Cl-H	1,27	F-F	1,42
C=O	1,21	Cl-Cl	1,99
N-N	1,47	Br-Br	2,28
N=O	1,22	I-I	2,67

**Электрохимический ряд напряжений металлов**

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Ni Sn Pb H<sub>2</sub> Cu Ag Hg Pt Au

Таблица 7

## Названия и формулы кислот, их солей

Название кислоты	Формула	Название соли
Азотистая	$\text{HNO}_2$	нитрит
Азотная	$\text{HNO}_3$	нитрат
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромат
Марганцевая	$\text{HMnO}_4$	перманганат
Марганцовистая	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	манганат
Метаалюминиевая	$\text{HAlO}_2$	метаалюминат
Метаборная	$\text{HBO}_2$	метаборат
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	силикат
Ортофосфорная (фосфорная)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	фосфат
Муравьиная	$\text{HCOOH}$	формиат
Мышьяковая	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	арсенат
Метамышьяковая	$\text{HAsO}_3$	метаарсенат
Оловянная	$\text{H}_2\text{SnO}_3$	станнат
Ортоборная (борная)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	борат
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	сульфид
Тетраборная	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	тетраборат
Тиоциановая	$\text{HNCS}$	тиоцианат
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	карбонат
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	ацетат
Фтороводородная (плавиковая)	$\text{HF}$	фторид
Циановодородная (синильная)	$\text{HCN}$	цианид
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	оксалат
Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	хлорид
Хлористая	$\text{HClO}_2$	хлорит
Хлорная	$\text{HClO}_4$	перхлорат
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	хлорат
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	гипохлорит
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	хромат
Бромоводородная	$\text{HBr}$	бромид
Иодоводородная	$\text{HI}$	иодид
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	сульфит
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	сульфат
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	тиосульфат

Таблица 8

### Изменение окраски кислотно-основных индикаторов в зависимости от pH раствора

#### Жидкие индикаторы

Название	Окраска индикатора в среде		
	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Розовый	Оранжевый	Желтый

#### Универсальный бумажный индикатор






Реакция раствора					
	0 1 2 3	4 5 6	7	8 9 10	11 12 13 14
	сильно-кислая	слабо-кислая	↓	слабо-щелочная	сильно-щелочная
	←		нейтральная	→	
	Усиление кислотности среды			Усиление основности среды	

Таблица 9

### Схемы протекания процессов электролиза

#### Катодный процесс

$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	$2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}$
$\text{H}^+$	$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow 2[\text{H}] \rightarrow \text{H}_2$
$\text{Zn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Ag}^+$	$\text{Met}^{n+} + ne \rightarrow \text{Met}^0$

#### Анодный процесс

$\text{S}^{2-}, \text{I}^-, \text{Br}^-, \text{Cl}^-$	$\text{X}^{n-} - ne \rightarrow \text{X}^0$
$\text{OH}^-$	$4\text{OH}^- - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{NO}_3^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{SO}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-}$	$2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

Таблица 10

**Плотности растворов (г/мл) сильных кислот  
и щелочей при 20 °С**

%	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	НСl	КОН (при 15°С)	NaOH	NH <sub>4</sub> OH
2	1,012	1,009	1,008	1,016	1,021	0,990
4	1,025	1,020	1,018	1,033	1,043	0,981
6	1,038	1,031	1,028	1,048	1,065	0,973
8	1,052	1,043	1,038	1,065	1,087	0,965
10	1,066	1,054	1,047	1,082	1,109	0,958
12	1,080	1,066	1,057	1,100	1,131	0,950
14	1,095	1,078	1,068	1,118	1,153	0,943
16	1,109	1,090	1,078	1,137	1,175	0,936
18	1,124	1,103	1,088	1,156	1,197	0,930
20	1,139	1,115	1,098	1,176	1,219	0,923
22	1,155	1,128	1,108	1,196	1,241	0,916
24	1,170	1,140	1,119	1,217	1,263	0,910
26	1,186	1,153	1,129	1,240	1,285	0,904
28	1,202	1,167	1,139	1,263	1,306	0,898
30	1,219	1,180	1,149	1,286	1,328	0,892
32	1,235	1,193	1,159	1,310	1,349	
34	1,252	1,207	1,169	1,334	1,370	
36	1,268	1,221	1,179	1,358	1,390	
38	1,284	1,234	1,189	1,384	1,410	
40	1,303	1,246		1,411	1,430	
42	1,321	1,259		1,437	1,449	
44	1,338	1,272		1,460	1,469	
46	1,357	1,285		1,485	1,487	
48	1,376	1,298		1,511	1,507	
50	1,395	1,310		1,538	1,525	
52	1,415	1,322		1,564		
54	1,435	1,334		1,590		
56	1,456	1,345		1,616		

%	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HC <sub>l</sub>	KOH (при 15°С)	NaOH	NH <sub>4</sub> OH
58	1,477	1,356				
60	1,498	1,367				
62	1,520	1,377				
64	1,542	1,387				
66	1,565	1,396				
68	1,587	1,405				
70	1,611	1,413				
72	1,634	1,422				
74	1,657	1,430				
76	1,681	1,438				
78	1,704	1,445				
80	1,727	1,452				
82	1,749	1,459				
84	1,769	1,466				
86	1,787	1,472				
88	1,802	1,477				
90	1,814	1,483				
92	1,824	1,487				
94	1,832	1,491				
96	1,835	1,495				
98	1,837	1,501				
100	1,838	1,513				

Таблица 11

**Константы диссоциации слабых кислот и оснований**

Название кислоты	Формула кислоты	К
Азотистая	$\text{HNO}_2$	$4,3 \cdot 10^{-4}$
Азотноватистая	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	(I) $1,0 \cdot 10^{-7}$ (II) $1,0 \cdot 10^{-11}$
Борная (орто)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Бромноватая	$\text{HBrO}_3$	$2 \cdot 10^{-1}$
Бромноватистая	$\text{HOBr}$	$2,06 \cdot 10^{-9}$
Иодная (орто)	$\text{H}_5\text{IO}_6$	(I) $2 \cdot 10^{-4}$ (II) $7,08 \cdot 10^{-9}$ (III) $2,5 \cdot 10^{-13}$
Иодноватая	$\text{HIO}_3$	$1,7 \cdot 10^{-1}$
Иодноватистая	$\text{HOI}$	$2,3 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая (мета)	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	(I) $2,2 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,6 \cdot 10^{-12}$
Кремниевая (орто)	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	(I) $1,0 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,6 \cdot 10^{-12}$ (III) $1 \cdot 10^{-12}$ (IV) $1 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная	$\text{HCOOH}$	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	(I) $5,6 \cdot 10^{-3}$ (II) $1,7 \cdot 10^{-7}$ (III) $3,0 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая (мета)	$\text{HAsO}_2$	$6 \cdot 10^{-10}$
Селеноводородная	$\text{H}_2\text{Se}$	(I) $1,7 \cdot 10^{-4}$ (II) $1 \cdot 10^{-11}$
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	(II) $1,3 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	(I) $1,54 \cdot 10^{-2}$ (II) $1,02 \cdot 10^{-7}$
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	(I) $9,5 \cdot 10^{-8}$ (II) $1 \cdot 10^{-14}$
Теллуридоводородная	$\text{H}_2\text{Te}$	(I) $2,3 \cdot 10^{-3}$ (II) $1 \cdot 10^{-11}$
Тиоциановая	$\text{HNCS}$	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	(I) $4,27 \cdot 10^{-7}$ (II) $4,68 \cdot 10^{-11}$

Название кислоты	Формула кислоты	К
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая	$\text{H}_3\text{PO}_3$	(I) $5,1 \cdot 10^{-2}$ (II) $1,8 \cdot 10^{-7}$
Фосфорная (орто)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	(I) $7,1 \cdot 10^{-3}$ (II) $6,2 \cdot 10^{-8}$ (III) $5,0 \cdot 10^{-13}$
Фосфорноватистая	$\text{H}_3\text{PO}_2$	$8,9 \cdot 10^{-2}$
Фтороводородная	$\text{HF}$	$6,61 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	$3,9 \cdot 10^{-8}$
Хлористая	$\text{HClO}_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Циановодородная	$\text{HCN}$	$5,0 \cdot 10^{-10}$
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	(I) $5,6 \cdot 10^{-2}$ (II) $5,4 \cdot 10^{-5}$
Алюминия гидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$	(III) $1,38 \cdot 10^{-9}$
Аммиака раствор	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Гидразина раствор	$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$	(I) $3,2 \cdot 10^{-7}$ (II) $6,3 \cdot 10^{-16}$
Гидроксиламина раствор	$\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	$1,1 \cdot 10^{-6}$
Железа (II) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	(II) $1,3 \cdot 10^{-4}$
Железа (III) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	(III) $1,35 \cdot 10^{-12}$
Магния гидроксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-3}$
Марганца гидроксид	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	(II) $5 \cdot 10^{-4}$
Меди гидроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	(II) $3,4 \cdot 10^{-7}$
Никеля гидроксид	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-5}$
Свинца гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	(II) $9,6 \cdot 10^{-4}$
Хрома (III) гидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	(III) $1,02 \cdot 10^{-10}$
Цинка гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	(II) $4 \cdot 10^{-5}$

## ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>ХИМИЧЕСКИЙ СЛОВАРЬ.....</b>	<b>5</b>
<b>А.....</b>	<b>5</b>
<b>Б.....</b>	<b>19</b>
<b>В.....</b>	<b>20</b>
<b>Г.....</b>	<b>27</b>
<b>Д.....</b>	<b>33</b>
<b>Е.....</b>	<b>35</b>
<b>Ж.....</b>	<b>35</b>
<b>З.....</b>	<b>39</b>
<b>И.....</b>	<b>40</b>
<b>К.....</b>	<b>43</b>
<b>Л.....</b>	<b>55</b>
<b>М.....</b>	<b>55</b>
<b>Н.....</b>	<b>59</b>
<b>О.....</b>	<b>60</b>
<b>П.....</b>	<b>72</b>
<b>Р.....</b>	<b>75</b>
<b>С.....</b>	<b>77</b>
<b>Т.....</b>	<b>88</b>
<b>У.....</b>	<b>89</b>
<b>Ф.....</b>	<b>92</b>



<b>Х</b> .....	96
<b>Ц</b> .....	104
<b>Ч</b> .....	104
<b>Щ</b> .....	105
<b>Э</b> .....	107
<b>Я</b> .....	113
<b>ПРИЛОЖЕНИЕ</b> .....	114
<i>Таблица 1.</i> Растворимость кислот, солей и оснований в воде .....	114
<i>Таблица 2.</i> Распределение электронов по энергетическим уровням в атомах .....	115
<i>Таблица 3.</i> Относительные электроотрицательности некоторых химических элементов.....	117
<i>Таблица 4.</i> Относительные атомные массы химических элементов .....	118
<i>Таблица 5.</i> Энергия химической связи, кДж/моль .....	119
<i>Таблица 6.</i> Длина химической связи, $10^{-10}$ м .....	120
Электрохимический ряд напряжений металлов .....	120
<i>Таблица 7.</i> Названия и формулы кислот, их солей.....	121
<i>Таблица 8.</i> Изменение окраски кислотно-основных индикаторов в зависимости от pH раствора.....	122
<i>Таблица 9.</i> Схемы протекания процессов электролиза .....	122
<i>Таблица 10.</i> Плотности растворов, (г/мл) сильных кислот и щелочей при 20 °С .....	123
<i>Таблица 11.</i> Константы диссоциации слабых кислот и оснований.....	125