

# ОГЛАВЛЕНИЕ

---

Список условных обозначений и сокращений . . . . .	5
Введение . . . . .	6
<b>РАЗДЕЛ 1. ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. . . . .</b>	<b>9</b>
<b>Глава 1. Основные понятия и законы химии . . . . .</b>	<b>11</b>
Основные законы химии . . . . .	16
Задания для самоконтроля . . . . .	20
<b>Глава 2. Алгоритмы решения задач . . . . .</b>	<b>22</b>
Алгоритм составления химических уравнений . . . . .	22
Задания для самоконтроля . . . . .	30
<b>Глава 3. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Теория строения вещества. . . . .</b>	<b>31</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	40
<b>Глава 4. Классы неорганических веществ. . . . .</b>	<b>42</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	54
<b>Глава 5. Комплексные соединения. . . . .</b>	<b>57</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	61
<b>Глава 6. Дисперсные системы. Растворы. . . . .</b>	<b>62</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	67
<b>Глава 7. Теория электролитической диссоциации . . . . .</b>	<b>68</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	73
<b>Глава 8. Химические реакции . . . . .</b>	<b>75</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	82
<b>РАЗДЕЛ 2. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ . . . . .</b>	<b>85</b>
<b>Глава 9. Галогены . . . . .</b>	<b>87</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	91
<b>Глава 10. Халькогены . . . . .</b>	<b>93</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	101
<b>Глава 11. Главная подгруппа V группы . . . . .</b>	<b>102</b>
Задания для самоконтроля . . . . .	110

<b>Глава 12.</b> Главная подгруппа IV группы . . . . .	111
Задания для самоконтроля . . . . .	116
<b>Глава 13.</b> Главная подгруппа III группы . . . . .	117
Задания для самоконтроля . . . . .	123
<b>Глава 14.</b> Главные подгруппы II и I групп . . . . .	124
Задания для самоконтроля . . . . .	136
<b>Глава 15.</b> Побочные подгруппы I и II групп . . . . .	138
Задания для самоконтроля . . . . .	147
<b>Глава 16.</b> Побочные подгруппы VI и VII групп . . . . .	148
Задания для самоконтроля . . . . .	157
<b>Глава 17.</b> Побочная подгруппа VIII группы . . . . .	159
Задания для самоконтроля . . . . .	161
<b>РАЗДЕЛ 3. ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ.</b> . . . . .	163
<b>Глава 18.</b> Правила техники безопасности в химической лаборатории . . . . .	165
<b>Практическая работа 1.</b> Классы неорганических соединений . . . . .	170
<b>Практическая работа 2.</b> Комплексные соединения . . . . .	173
<b>Практическая работа 3.</b> Растворы . . . . .	176
<b>Практическая работа 4.</b> Теория электролитической диссоциации. Гидролиз . . . . .	179
<b>Практическая работа 5.</b> Реакции ионного обмена и замещения . . . . .	183
<b>Практическая работа 6.</b> Окислительно-восстановительные реакции . . . . .	185
<b>Практическая работа 7.</b> Галогены . . . . .	188
<b>Практическая работа 8.</b> Халькогены . . . . .	191
<b>Практическая работа 9.</b> Главная подгруппа V группы . . . . .	195
<b>Практическая работа 10.</b> Главная подгруппа IV группы . . . . .	200
<b>Практическая работа 11.</b> Главная подгруппа III группы . . . . .	203
<b>Практическая работа 12.</b> Главные подгруппы I и II групп . . . . .	205
<b>Практическая работа 13.</b> Побочные подгруппы I и II групп . . . . .	209
<b>Практическая работа 14.</b> Побочные подгруппы VI и VII групп . . . . .	213
<b>Практическая работа 15.</b> Побочная подгруппа VIII группы . . . . .	216
Список использованной литературы . . . . .	219

# ВВЕДЕНИЕ

---

Основная цель изучения данного курса — приобретение и отработка умений, базовых для формирования профессиональных и общих компетенций фармацевта, таких как применение основных законов химии для решения задач в профессиональной области, проведение расчетов по химическим формулам и уравнениям химических реакций, проведение качественных реакций на неорганические вещества и ионы и использование лабораторной посуды и оборудования.

Знание теоретических основ химических процессов, свойств элементов и их соединений, понятийного аппарата науки необходимо для понимания сущности химических процессов и очень важно в будущей профессиональной деятельности многих специалистов. Можно выделить несколько аспектов практического применения полученных знаний в области общей и неорганической химии для фармацевта.

- **Разработка лекарственных средств.** Процесс создания нового лекарства начинается с идентификации молекулы, которая потенциально может лечить конкретное заболевание, и определения возможности изменения молекулы для усиления лечебного эффекта. Знание теории строения вещества, химических свойств позволяет фармацевтам понимать, как можно модифицировать молекулы лекарственного средства для повышения эффективности.
- **Анализ и контроль качества медикаментов.** Различные методы химического анализа позволяют определить состав препарата, его чистоту, стабильность, безопасность и эффективность. В качестве реактивов в химическом анализе часто применяют комплексные соединения. В фармацевтическом анализе для обнаружения неорганических катионов и анионов используют фармакопейные реакции — официальные методы исследования лекарственных веществ и лекарственных форм, изложенные в фармакопее. Эти реакции используют для подтверждения подлинности препарата, проверки отсутствия или предельного содержания примесей и количественного определения действующего вещества или ингредиентов, входящих в состав лекарственного средства.
- **Понимание процессов превращения лекарственных веществ в организме.** Без способности к глубокому химическому мышлению невозможно понимание всех процессов превращения лекарственных веществ в организме, совместимости их с другими лекарственными средствами.

- **Понимание химических процессов при изготовлении лекарственных средств.** Знание химизма и условий протекания процессов, которые возможны при приготовлении фармацевтических средств, и, соответственно, их соблюдение обеспечивают качество лекарственных медикаментов. Умение решать расчетные задачи, в том числе с использованием концентраций веществ в смеси, растворах, — обязательный навык при изготовлении лекарственных средств.
- **Понимание влияния химических процессов на стабильность и товарный вид лекарственных средств.** Фармацевту в своей профессиональной деятельности необходимо решать вопросы, связанные с использованием стабилизаторов, консервантов и других вспомогательных веществ. Это важно, например, при хранении и транспортировке лекарственных средств.

## ГЛАВА 4

# КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

---

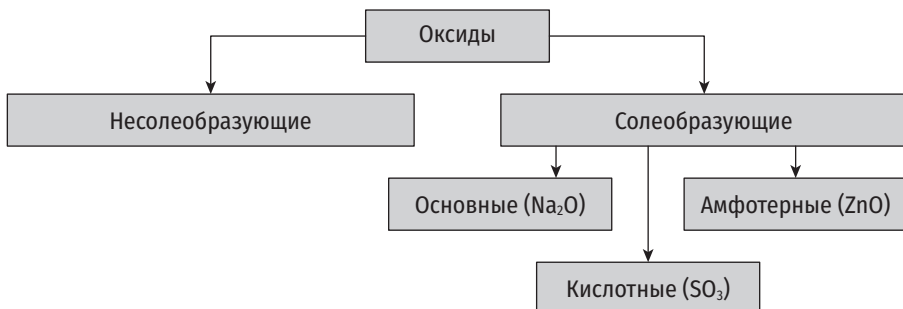
Под **классификацией** понимают объединение разнообразных и многочисленных соединений в определенные классы и группы в соответствии со сходными химическими свойствами. Классифицирование также включает и составление названий членов одного класса или группы для простоты идентификации соединения. Систему названий веществ называют **номенклатурой**.

Индивидуальные химические вещества принято делить на две группы: простые (см. главу 1) и сложные. Сложные вещества, вследствие большой многочисленности, делят на классы. Существует несколько классификаций сложных веществ, например классы бинарных соединений (соединений элемента с водородом, металлами и неметаллами — гидриды, оксиды, нитриды, галогениды и т.д.). Приведем наиболее применимую: оксиды, гидроксиды (основания), кислоты и соли.

## Оксиды

Оксиды — бинарные соединения элементов с кислородом (**рис. 10**).

В настоящее время общепринята международная номенклатура оксидов, согласно которой в названии оксида указывают валентность элемента. Например,  $\text{CuO}$  и  $\text{Cu}_2\text{O}$  — оксиды меди (II) и (I) соответственно.



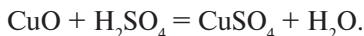
**Рис. 10.** Классификация оксидов

**Физические свойства оксидов**

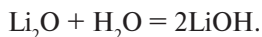
По агрегатному состоянию оксиды бывают газообразными ( $\text{CO}_2$ ), жидкими ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ) и твердыми (все основные оксиды, а также  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$ ).

**Химические свойства оксидов**

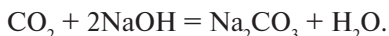
Основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



Оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочи:



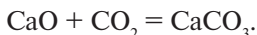
Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями (щелочами) с образованием соли и воды:



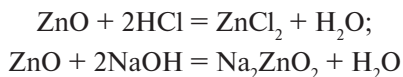
Если кислотные оксиды взаимодействуют с водой, при этом образуются кислоты:



Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием соли:



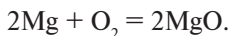
Амфотерные оксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями с образованием соли и воды:



или

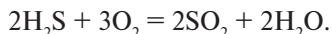
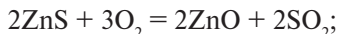
**Способы получения оксидов**

**Окисление простых веществ кислородом:**

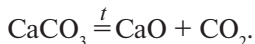
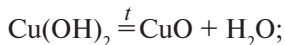


Метод неприменим для щелочных металлов, которые при окислении обычно дают пероксиды ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}_2$ ), а также для благородных металлов ( $\text{Au}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Pt}$ ), которые не окисляются кислородом.

**Окисление сложных веществ** (солей бескислородных кислот и водородных соединений неметаллов):



**Разложение оснований, кислот или солей кислородсодержащих кислот:**



Нельзя пользоваться этим методом для получения оксидов щелочных металлов, так как разложение щелочей происходит при слишком высоких температурах, а соли щелочных металлов не разлагаются при нагревании с образованием оксидов.

В медицине используют разные оксиды, которые обладают антибактериальными и противовоспалительными свойствами, например оксид азота (NO), оксид кальция (CaO), оксид меди (CuO) и оксид серебра (AgO).

## Гидроксиды (основания)

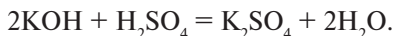
**Гидроксидами (основаниями)** называют вещества, молекулы которых состоят из катиона металла (или катиона аммония) и гидроксид-иона (OH<sup>-</sup>). Их классифицируют по их силе (сильные — все щелочи, кроме NH<sub>4</sub>OH; слабые), по числу гидроксид-ионов (кислотности), а также по растворимости в воде (растворимые — щелочи; нерастворимые).

Названия гидроксидов складываются из слова «гидроксид» и названия катиона. Для катионов металлов с переменной валентностью в скобках указывают валентность: KOH — гидроксид калия; Cu(OH)<sub>2</sub> — гидроксид меди (II).

### Химические свойства гидроксидов

- **Растворимые в воде (щелочи).**

- Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



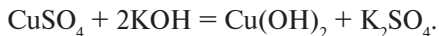
- Меняют окраску индикаторов:

- ♦ красного лакмуса — в синий цвет;

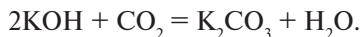
- ♦ бесцветного раствора фенолфталеина — в малиновый цвет.

- При умеренном нагревании не разлагаются на оксид и воду.

- Реагируют с растворами солей (если в их состав входит металл, способный образовать нерастворимое основание):

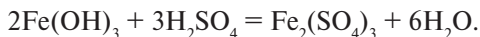


- Взаимодействуют с кислотными оксидами:

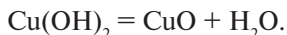


- **Нерастворимые в воде.**

- Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



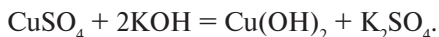
- При нагревании разлагаются на оксид и воду:



- Реакции с растворами солей нехарактерны.
- Реакции с кислотными оксидами нехарактерны (идут очень медленно).

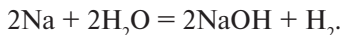
### Способы получения оснований

Общий метод получения оснований — **реакция обмена**. При взаимодействии соли со щелочью образуются новое основание и новая соль:



Этим методом можно получить как нерастворимые, так и растворимые основания.

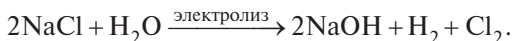
Щелочи также можно получить **взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой**:



Еще один способ — **взаимодействие оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой**:



В технике щелочи получают электролизом растворов некоторых солей:



В медицине используют разные гидроксиды, в частности гидроксид кальция, гидроксид натрия и гидроксид алюминия. Эти вещества применяют в разных областях, например в стоматологии, фармацевтике и лечении заболеваний. Так, гидроксид алюминия используют как антацид для снижения кислотности желудка и облегчения изжоги.

## Кислоты

В состав кислот входит водород, способный замещаться металлом, а также анион кислотного остатка  $H_xA_n$ . Коэффициент  $x$ , соответствующий количеству атомов водорода, а следовательно, равный валентности кислотного остатка, называют **основностью** кислоты.

Кислоты классифицируют:

- **по степени диссоциации** (сильные кислоты, например  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ; слабые кислоты, например  $HCN$ );
- **по содержанию кислорода** (кислородсодержащие, например  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ; бескислородные, например  $HCN$ ,  $HI$ );
- **по основности**, то есть значению  $x$  ( $HCN$  — одноосновная кислота;  $H_2SO_3$  — двухосновная кислота;  $H_3PO_4$  — трехосновная кислота).

**Названия кислот** образуют от того элемента, которым образована кислота; при этом названия бескислородных кислот оканчиваются словом «водород» ( $HCN$  — циановодород, или циановодородная, или синильная, кислота). Названия кислородсодержащих кислот образуют от того элемента, которым образована кислота, с добавлением слова «кислота» ( $H_3AsO_4$  — мышьяковая кислота;  $H_2CrO_4$  — хромовая кислота). В случаях, когда один элемент образует несколько кислот, различие между кислотами закладывают в окончаниях названий (на *-ная* или *-овая* оканчиваются названия тех кислот, в которых элемент проявляет наивысшую валентность; на *-истая* или *-овистая* оканчиваются названия тех кислот, в которых элемент проявляет валентность ниже максимальной). Например:  $HNO_3$  — азотная кислота, а  $HNO_2$  — азотистая кислота;  $H_3AsO_4$  — мышьяковая кислота, а  $H_3AsO_3$  — мышьяковистая кислота.

Одному и тому же оксиду могут соответствовать несколько кислот, при этом наиболее богатая водой форма имеет в названии приставку *орто-*, а наименее богатая — приставку *мета-*. Например, в ортофосфорной кислоте ( $H_3PO_4$ ) на одну молекулу ангидрида  $P_2O_5$  приходится три молекулы воды, а в метафосфорной кислоте ( $HPO_3$ ) на одну молекулу ангидрида  $P_2O_5$  приходится одна молекула воды.

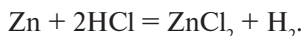
Ряд кислот имеют также исторически сложившиеся названия.

### Физические свойства кислот

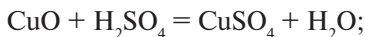
Большинство кислот — жидкости ( $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$  и др.) или твердые ( $H_3PO_4$ ,  $H_2SiO_3$ ) вещества. Растворимые в воде кислоты придают раствору кислотный вкус (за счет свободных ионов водорода), разъедают растительные и животные ткани, окрашивают индикаторы лакмус, метилоранж в красный цвет.

### Химические свойства кислот

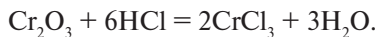
Водные растворы кислот взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода, с образованием соли и выделением водорода (исключение —  $\text{HNO}_3$ ):



Кислоты взаимодействуют с основными оксидами и основаниями с образованием соли и воды:



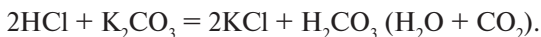
Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



При нагревании некоторые кислоты разлагаются. Как правило, образуются кислотный оксид и вода:

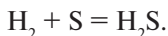
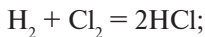


Кислоты могут взаимодействовать с солями более слабых или более летучих кислот, образуя новую соль и новую кислоту:

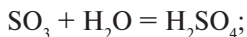


### Способы получения кислот

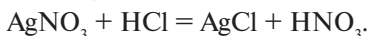
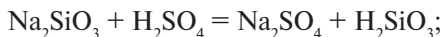
Бескислородные кислоты можно получить непосредственным синтезом из элементов с последующим растворением полученного соединения в воде:



Кислородсодержащие кислоты можно получить взаимодействием кислотных оксидов (ангидридов кислот) с водой:



Как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить по реакции обмена между солями и другими кислотами:

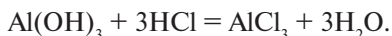


В фармации (медицине) используют как неорганические, так и органические кислоты. Их применяют как самостоятельно, так и в составе комбинированных лекарственных препаратов. Например, разведенную соляную (хлороводородную) кислоту используют для лечения заболеваний желудочно-кишечного тракта (гастрит, панкреатит). Борная кислота обладает антисептическими свойствами, ее применяют при приготовлении борной мази. Ортофосфорную кислоту используют в стоматологии при пломбировании зубов: ею протравливают зубную эмаль перед процедурой. Натрия гидрокарбонат применяют в виде 3–5% растворов внутривенно при заболеваниях, сопровождающихся выраженным ацидозом (сахарный диабет, инфекции).

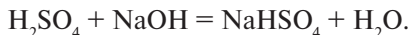
## Соли

**Соли** — продукт замещения водорода в кислоте на металл или гидроксильных групп в основании на кислотный остаток.

**Средние соли** образуются при взаимодействии кислот с основаниями, когда количества взятых веществ достаточно для полного замещения атомов водорода в кислоте на атом металла или гидроксильных групп в основании на кислотный остаток:

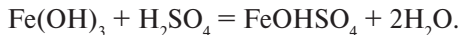


**Кислые соли** образуются многоосновными кислотами при взаимодействии этих кислот с основаниями в тех случаях, когда количества взятого основания недостаточно для образования средней соли, например:

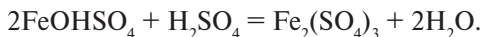


Как видно из реакции, гидроксида натрия взято вдвое меньше, чем этого требовалось бы для полного замещения атомов водорода на атом металла. При добавлении NaOH к раствору кислой соли получается средняя соль.

**Основные соли** могут быть образованы только многокислотными основаниями и в тех случаях, когда взятого количества кислоты недостаточно для образования средней соли, например:



При добавлении к основной соли кислоты можно получить среднюю, например:



**Двойные соли** можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы разных металлов. Например:

- $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  — алюмокалиевые квасцы, сульфат алюминия-калия;
- $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$  — хромовокалиевые квасцы, сульфат хрома-калия.

**Примеры названий солей:** гидросульфид натрия ( $\text{NaHS}$ ) и гидрокарбонат натрия ( $\text{KHCO}_3$ ) — кислые соли; гидроксохлорид магния ( $\text{MgOHCl}$ ) и гидроксохлорид кальция ( $\text{CaOHCl}$ ) — основные соли; хлорид натрия ( $\text{NaCl}$ ) и сульфид меди ( $\text{CuS}$ ) — средние соли. Более подробно номенклатура солей представлена в **табл. 1**.

**Таблица 1.** Номенклатура солей

Название кислоты	Формула кислоты	Пример соли	Название соли
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{K}_2\text{SO}_4$	Сульфат калия
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{Na}_2\text{SO}_3$	Сульфит натрия
Соляная	$\text{HCl}$	$\text{Ca}(\text{Cl})_2$	Хлорид кальция
Йодоводородная	$\text{HI}$	$\text{KI}$	Йодид калия
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{Na}_2\text{S}$	Сульфид натрия
Азотная	$\text{HNO}_3$	$\text{KNO}_3$	Нитрат калия
Азотистая	$\text{HNO}_2$	$\text{NaNO}_2$	Нитрит натрия
Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{K}_3\text{PO}_4$	Ортофосфат калия
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{CaSiO}_3$	Силикат кальция
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	Карбонат калия
Фтороводород	$\text{HF}$	$\text{KF}$	Фторид калия

### Физические свойства солей

Соли — твердые кристаллические вещества.

По растворимости в воде их можно разделить на:

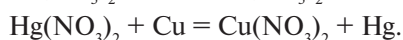
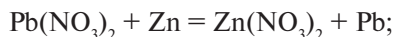
- хорошо растворимые;
- малорастворимые;
- практически нерастворимые.

Все соли азотной и уксусной кислот растворимы в воде. Соли имеют широкий диапазон температур плавления и термического разложения.

### Химические свойства солей

Химические свойства солей характеризуют отношение солей к металлам, щелочам, кислотам, солям.

**При взаимодействии солей с металлами** более активный металл замещает менее активный металл в его солях (см. ряд активностей металлов):

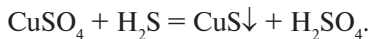


**При обменной реакции со щелочами** получаются новое основание и новая соль:

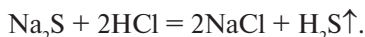


**При обменной реакции с кислотами** получаются новая соль и новая кислота.

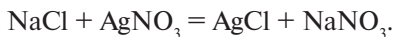
- В результате реакции образуется труднорастворимая соль:



- В результате реакции образуется слабая кислота:



**При обменной реакции между солями** получаются две новые соли:



Обменные реакции протекают практически до конца, если хотя бы один из продуктов реакции выделяется из сферы реакции в виде осадка, газа или при реакции образуется вода.

Процесс химического **взаимодействия солей с водой**, в результате которого образуются соответствующие кислота и основание, называют **гидролизом** солей. Таким образом, гидролизом называют взаимодействие вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды. Например, следующие реакции являются реакциями гидролиза:



Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- анионом слабой кислоты и катионом слабого основания;
- анионом слабой кислоты и катионом сильного основания;
- анионом сильной кислоты и катионом слабого основания.

Соли же, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются, а процесс нейтрализации в этом случае сводится к следующему:

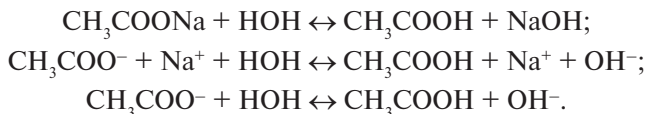


Следует учитывать, что обратная реакция диссоциации воды на ионы протекает в небольшой степени.

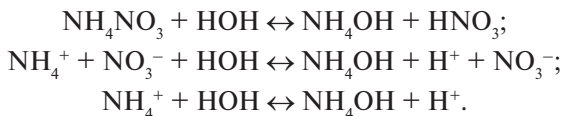
Рассмотрим подробнее **три основных случая гидролиза солей**.

- Гидролиз соли, образованной **анионом слабой кислоты и катионом сильного основания**. В этом случае гидролизуетеся анион соли, а ре-

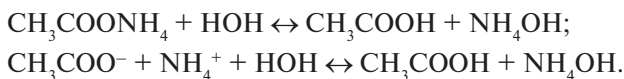
акция сопровождается образованием ионов  $\text{OH}^-$ . Реакция среды — щелочная:



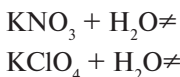
- Гидролиз соли, образованной **анионом сильной кислоты и катионом слабого основания**. В этом случае гидролизуется катион соли и реакция сопровождается образованием ионов  $\text{H}^+$ . Реакция среды — кислая:



- Гидролиз соли, образованной **анионом слабой кислоты и катионом слабого основания**. В этом случае гидролиз идет и по катиону, и по аниону с образованием сразу двух слабых электролитов. Среда в растворах таких солей зависит от относительной силы образующихся в результате гидролиза кислоты и основания, но в целом близка к нейтральной:



- Соль, образованная анионом сильной кислоты и катионом сильного основания, не гидролизуется:

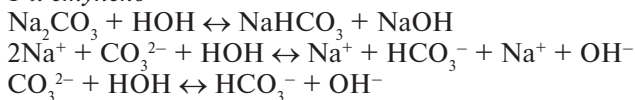


Гидролизу подвергается не вся соль, а лишь ее часть, то есть в растворе устанавливается равновесие между солью и образующими ее кислотой и основанием.

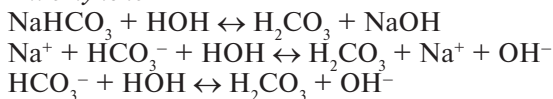
Соль, содержащая в составе молекулы многозарядный катион или анион, подвергается ступенчатому гидролизу.

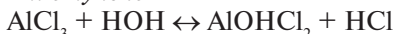
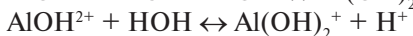
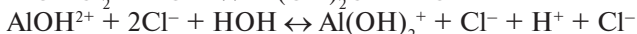
### Пример 1

*1-я ступень*



*2-я ступень*



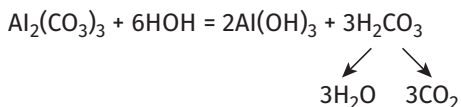
**Пример 2***1-я ступень**2-я ступень**3-я ступень*

Таким образом, ступенчатый гидролиз приводит к образованию кислых и основных солей, но гидролиз по 2-й и 3-й ступеням идет в незначительной степени или же только при создании определенных условий.

Соли также могут подвергаться полному необратимому гидролизу. Соль гидролизуется подобным образом при выполнении следующих условий:

- кислота либо легколетучая, либо труднорастворимая, и ее константа диссоциации не превышает  $10^{-7}$ ;
- основание труднорастворимое, и его константа диссоциации не превышает  $10^{-8}$ .

Примером может служить карбонат алюминия. При гидролизе данной соли образуется нестойкая угольная кислота, удаление которой из зоны реакции приводит к полному протеканию реакции:

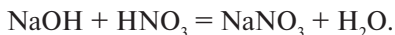
**Факторы, влияющие на степень гидролиза.**

- Концентрация соли. Зависимость степени гидролиза от концентрации соли проявляется в том, что с разбавлением раствора степень гидролиза растет.
- Температура. Влияние температуры на степень гидролиза вытекает из принципа Ле Шателье: степень гидролиза растет с повышением температуры, поэтому для ослабления гидролиза растворы необходимо хранить концентрированными и при низких температурах.
- Водородный показатель раствора. Для солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием, гидролиз подавляется при подкислении раствора, а в случае соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, — при подщелачивании.

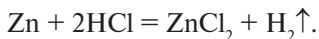
### Способы получения солей

Известно большое число реакций, приводящих к образованию солей. Приведем наиболее важные из них.

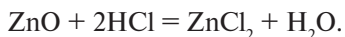
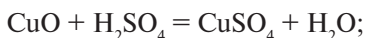
- Взаимодействие кислот с основаниями (реакция нейтрализации):



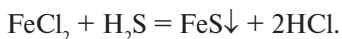
- Взаимодействие металлов с кислотами:



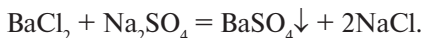
- Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами:



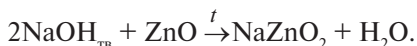
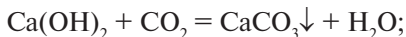
- Взаимодействие кислот с солями:



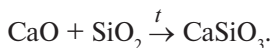
- Взаимодействие двух различных солей:



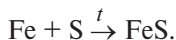
- Взаимодействие оснований с кислотными оксидами (щелочей с амфотерными):



- Взаимодействие основных оксидов с кислотными:

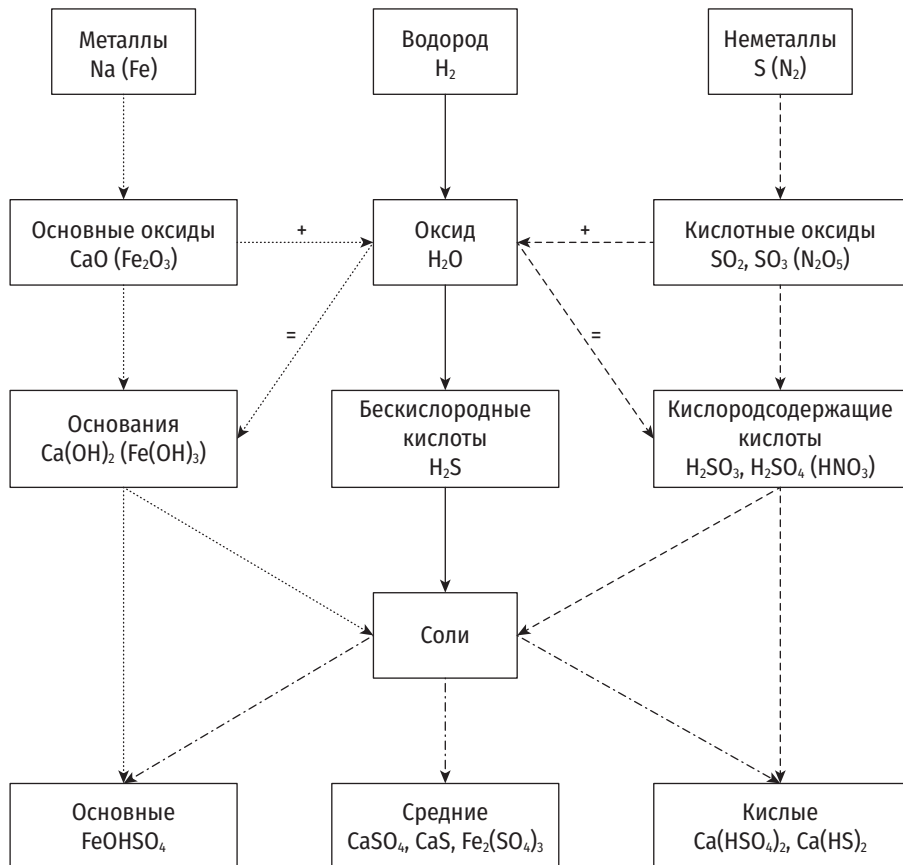


- Взаимодействие металлов с неметаллами:



Простые и сложные вещества генетически связаны между собой; также связаны и классы сложных соединений. Данную взаимосвязь можно упрощенно проиллюстрировать следующей схемой (**рис. 11**).

В фармации используют соли как органических, так и неорганических кислот. Например, ацетат калия применяют как источник ионов калия и диуретическое средство, цитрат натрия в виде 4–5% раствора — для предупреждения свертывания крови при ее консервации, а 0,9% раствор хлорида натрия — как физиологический раствор.



**Рис. 11.** Генетическая взаимосвязь классов неорганических соединений (стрелки на схеме показывают возможные пути химических превращений, но не отражают все химические реакции, которые возможны между указанными веществами)

## ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Дайте определения оксидам, гидроксидам, кислотам и солям.
2. Как различить основной и кислотный оксиды, если они растворимы в воде?
3. Для каждого вещества подберите формулу-пару так, чтобы в этой паре были оксид и соответствующий ему гидроксид (валентность элемента в оксиде и гидроксиде должна быть одной и той же):

CaO	Ca(OH) <sub>2</sub>
?	Fe(OH) <sub>3</sub>
?	Fe(OH) <sub>2</sub>
?	KOH
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	?
Cu <sub>2</sub> O	?
SO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
SiO <sub>2</sub>	?
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	?
?	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
?	HNO <sub>3</sub>
?	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>

- Двухвалентный металл массой 4 г образует оксид массой 5,6 г. Определите металл.
- Можно ли получить гидроксид меди (II) из меди, кислорода и воды? Почему? Какие еще вещества необходимы для этого? Напишите уравнения всех нужных реакций.
- Могут ли одновременно находиться в растворе: гидроксид натрия и соляная кислота, гидроксид калия и гидроксид меди, гидроксид калия и оксид серы (VI), гидроксид бария и цинк? Напишите уравнения возможных реакций.
- Даны вещества: оксид бария, сульфат железа (III), серная кислота, оксид меди (II), вода. Как получить из этих веществ: а) гидроксид бария; б) гидроксид железа (III); в) гидроксид меди (II)? Напишите уравнения реакций.
- Вычислите массу и объем водорода, выделившегося при взаимодействии 5,2 г магния с соляной кислотой.
- Какой газ будет выделяться при взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой? Рассчитайте его объем, если в реакцию вступило 12 г меди.
- Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: Na<sub>2</sub>S, NaCl, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, CuS, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, KBr, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CuCl<sub>2</sub>, Mg(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, FeCl<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>, Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, KClO? Какая форма гидролиза при этом (простая, ступенчатая, полная)? Напишите уравнения гидролиза в молекулярной, ионной и сокращенной ионной форме, приведите реакцию среды.

11. Предложите все возможные способы переходов по следующим схемам:



12. Составьте уравнения реакций по схемам:

