

М.Б. Усманова, **К.Н. Сакарьянова**, Б.Н. Сахариева

# ХИМИЯ

Учебник для 9 класса  
общеобразовательной школы

## 9

Рекомендовано Министерством образования  
и науки Республики Казахстан



Алматы «Атамұра» 2019

УДК 373.167.1  
ББК 24.1я72  
У 76

*Учебник подготовлен в соответствии с типовой учебной программой по предмету «Химия» для 7–9 классов уровня основного среднего образования по обновленному содержанию, утвержденной Министерством образования и науки РК*

### УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ:



– разноуровневые вопросы и задания



– новые термины и понятия



– «Вспомните», «Знаешь ли ты?», «Запомни!», «Это интересно!»



– лабораторный опыт



– практическая работа



– «Играем, думаем, учимся!»



– дополнительные материалы

**Усманова М.Б. и др.**

**У 76 Химия: Учебник для 9 кл. общеобразоват. шк. /М.Б.Усманова, К.Н. Сакарьянова, Б.Н. Сахариева – Алматы: Атамұра, 2019. – 288 с.**

ISBN 978-601-331-596-6

© Усманова М.Б.,  
Сакарьянова К.Н.,  
Сахариева Б.Н., 2019  
© «Атамұра», 2019

ISBN 978-601-331-596-6

## ПРЕДИСЛОВИЕ

### Дорогие девятиклассники!

В этом учебном году вы продолжите изучение неорганической химии и начнете изучать (ознакомительный курс) органическую химию.

Данный учебник написан в соответствии с учебной программой, утвержденной Министерством образования и науки РК (2017 г.).

Новый материал начинается с изучения теории электролитической диссоциации. Разделы «Металлы» и «Неметаллы» познакомят вас с характерными свойствами и особенностями этих неорганических веществ. Последний раздел посвящен органическим соединениям, которые имеют огромное значение в жизни человека. Они содержатся во всех живых организмах, входят в состав пищи, лекарственных препаратов и т.п.

Авторы учебника придерживались определенной последовательности при характеристике неорганических и органических веществ: состав, строение, нахождение в природе, способы получения, свойства и применение. Это поможет вам лучше усвоить и запомнить учебный материал.

В конце каждой темы даны задачи и упражнения трех уровней сложности, что предполагает разноуровневый подход в обучении.

Для систематизации и закрепления материала в учебнике приводятся схемы, таблицы, рисунки и диаграммы. Они наглядно показывают важную роль химии в сельском хозяйстве, пищевой и легкой промышленности, медицине, а также в решении экологических и экономических проблем.

Помните, что знания, полученные на уроках химии, пригодятся вам в будущем независимо от выбора профессии:

- помогут сформировать научное мировоззрение и убедиться в материальном единстве мира;
- расширят представления о родной стране. Учебник содержит сведения о природных богатствах Казахстана, о талантливых казахстанских ученых-химиках, о проблемах сохранения и приумножения богатств республики;
- объяснят закономерности, причины и следствия многих природных явлений и т.д.

И, наконец, для тех, кто всерьез увлекся наукой химией, под рубриками «Знаешь ли ты?», «Запомни!», «Это интересно!» собраны интересные факты из мира химии.

## ХИМИЯ КАЗАХСТАНА В ЛИЦАХ



**Михаил Ильич Усанович**  
(1894–1981)

Всемирно известный ученый, академик Академии наук Казахстана. В 1938 году по предложению М.И. Усановича в науку вошла теория кислот и оснований. Основные научные работы посвящены теории растворов.

---



**Батырбек Ахметович Биримжанов**  
(1911–1985)

Член-корреспондент Академии наук Казахстана, доктор химических наук. Автор теории солеобразования. Исследовал природные соли и удобрения.

---



**Михаил Тихонович Козловский**  
(1903–1972)

Один из первых академиков Казахстана, известный ученый в области аналитической химии, внесший большой вклад в получение сверхчистых металлов. Основал направление «Химия амальгамы и амальгамная металлургия».

**Абикен Бектурович Бектуров**  
**(1901–1985)**

Основатель химической науки в Казахстане, один из первых организаторов Национальной академии наук Республики Казахстан. Доктор технических наук, профессор, академик, известный ученый в области производства минеральных удобрений.



**Дмитрий Владимирович Сокольский**  
**(1910–1987)**

Основатель казахстанской школы катализа, академик Академии наук Казахстана. Внедрил теорию гидрокатализа, электрохимический метод исследования процесса окисления, нашел необходимые катализаторы, способствующие полному сгоранию газов, выделяемых двигателями внутреннего сгорания.



**Гаухар Дауленовна Закумбаева**  
**(род. в 1932 г.)**

Академик Национальной академии наук Республики Казахстан. Руководила Институтом органического катализа и электрохимии. Изучив адсорбционные свойства элементов VIII группы в Периодической системе Д.И. Менделеева, получила высокоактивные специальные катализаторы, необходимые для гидролиза ацетилена и его производных.



**Шарбан Батталовна Батталова**  
**(1921–2000)**

Академик Национальной академии наук Республики Казахстан. Разработала катализаторы, необходимые для обработки продуктов нефти, которые используются в производстве.





**Ольга Альфредовна Сонгина**  
(1901–1989)

Профессор, член-корреспондент Академии наук Казахстана. Научное признание получили ее работы по классификации цветных и редких элементов, их очистке электрохимическим методом. Многие годы (1950–1989) преподавала в Казахском государственном университете.

---



**Ерден Нигметович Азербает**  
(1912–1975)

Доктор химических наук, член-корреспондент Академии наук Казахстана. Научные труды посвящены химии оксидов ацетилена и других углеводородов, синтезу органических соединений, в которых участвуют азот, фосфор, сера, селен, олово и свинец. Синтезировал около 500 новых соединений.

---



**Сагид Рауфович Рафиков**  
(1912–1992)

Башкирский ученый, основатель химии высокомолекулярных соединений в Казахстане. Профессор, академик Академии наук Казахстана. Открыл принципы регулирования процессов полимеризации.

---



**Булат Ахметович Жубанов**  
(1929–2014)

Всемирно известный ученый, академик Национальной академии наук Республики Казахстан, член Нью-Йоркской академии наук, лауреат Государственной премии РК. Организатор кафедры химии высокомолекулярных соединений в Казахском государственном университете. Основное направление научной деятельности – синтез полимеров. Препараты, полученные им, используются в медицине для лечения туберкулеза, сердечно-сосудистых заболеваний, опухолей и т.д.

**Надир Каримович Надиров**  
(род. в 1932 г.)

Академик Национальной академии наук Республики Казахстан, лауреат Государственной премии КазССР, доктор химических наук. Основные направления научной деятельности – изменение фракций нефти Западного Казахстана, обновление состава нефти, комплексные исследования крекинга.



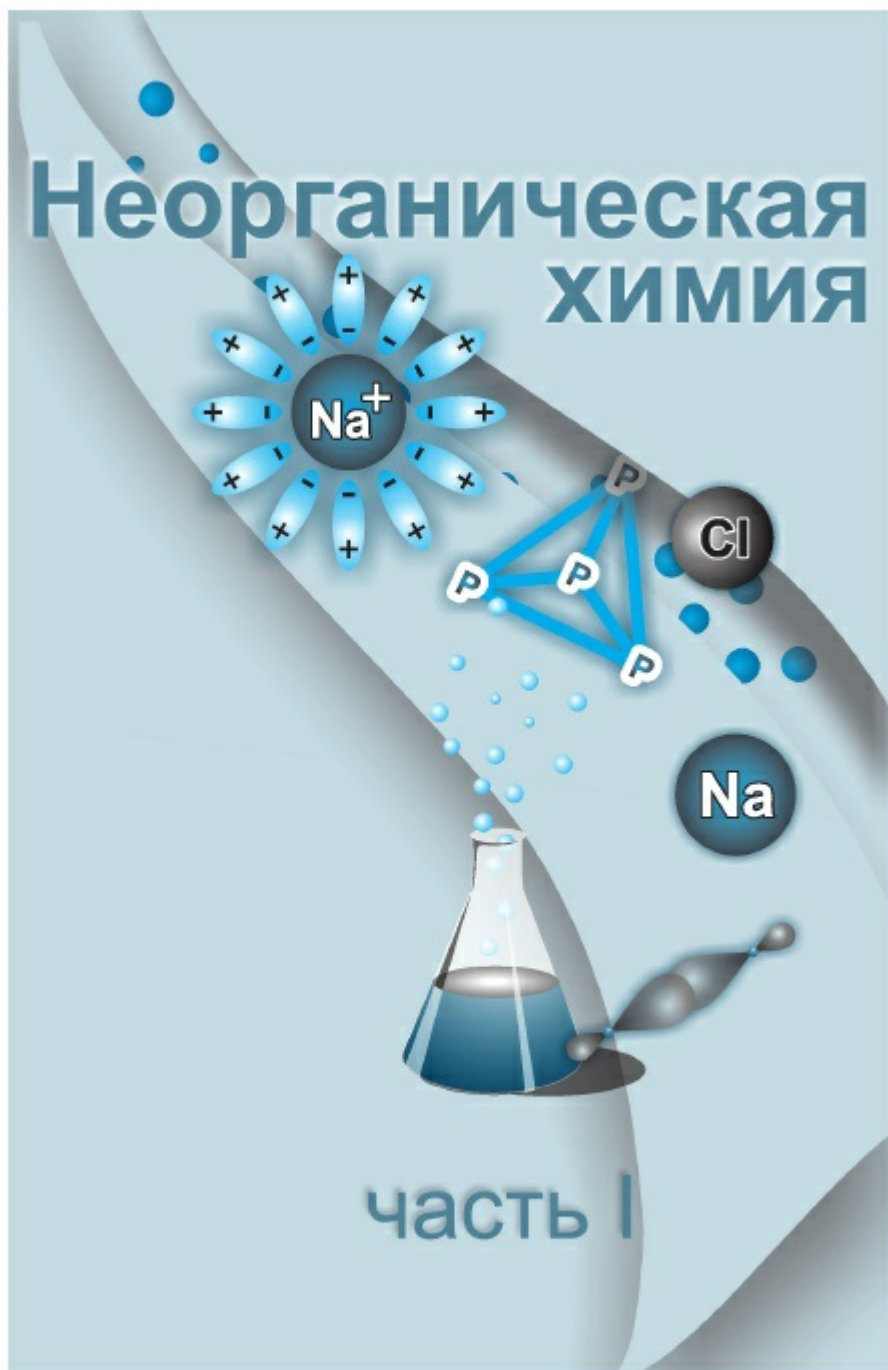
**Ахметжан Шарифханович Шарифханов**  
(1908–2001)

Доктор химических наук, профессор, член-корреспондент НАН РК. Основное направление научной деятельности – органический синтез. Синтезированный им препарат «Рихлокаин» применяется в медицине в качестве лекарственного средства, производится в промышленном масштабе.



**Запомните!**

*Первые учебники на казахском языке для студентов высших учебных заведений, учебные пособия и русско-казахские словари были созданы Б.А. Биримжановым, К. Аханбаевым, Х.Д. Молдагалиевым, С.Т. Омаровым, Н.Н. Нурахметовым, И. Нугymanовым, Ж.А. Шоқыбаевым и др.*





## ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

### Глава 1

#### §1 ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ



#### **Вспомните!**

*Определение кислот, оснований и солей, а также их состав. Как образуются ионные связи?*

Еще на заре изучения электрических явлений ученые заметили, что ток могут проводить не только металлы, но и растворы. Например, водные растворы поваренной соли и других солей, растворы сильных кислот и щелочей хорошо проводят ток. Раствор уксусной кислоты проводит ток намного хуже. А вот растворы спирта, сахара и других органических соединений вовсе не проводят электрический ток.

Английский физик Майкл Фарадей еще в 30-е годы XIX века, изучая закономерности прохождения электрического тока через растворы, ввел термины «электролит», «ион», «катион», «анион».



#### **Опорные слова!**

*Электролит,  
диссоциация,  
гидраты*

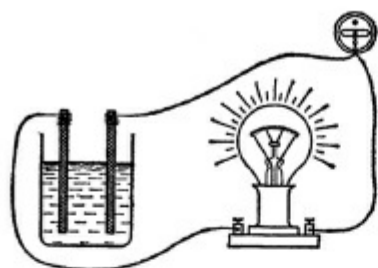
Способность раствора проводить электрический ток определяется наличием в нем носителя электрического заряда.

Рассмотрим причину появления в растворах заряженных частиц.

Вы уже знаете, что соединения образуют ковалентную или ионную связь. А ковалентная связь в свою очередь подразделяется на два вида: полярную и неполярную.

Типы кристаллических решеток веществ определяются типом химической связи, а физические и химические свойства веществ зависят от типа кристаллической решетки.

Различия свойств соединений с ионной и ковалентной связью проявляются также в свойствах их водных растворов. К соединениям с ионной связью относятся  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KCl}$  и т.д.



*Рис. 1.*  
Прибор для испытания  
электропроводности  
раствора

К соединениям с ковалентной полярной связью относятся  $\text{HBr}$ ,  $\text{HNO}_3$  и др.

Для выяснения особенности растворения в воде веществ с разными типами связи используем прибор для испытания электропроводности (*рис. 1*).

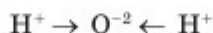
1. Сначала испытываем электропроводность сухого сахара и твердой соли. Лампочка не загорится в твердом сахаре, это связано с отсутствием ионов в сахаре. А в кристаллической решетке твердой соли имеются ионы, но они пока не оторваны, колебательные движения недостаточны, чтобы появился ток. Лампочка не загорится в обоих случаях.

2. Затем исследуем электропроводность дистиллированной воды. Лампочка также не загорается, что свидетельствует об отсутствии переносчиков тока – заряженных частиц – в дистиллированной воде.

3. Теперь испытаем электропроводность растворов соли и сахара.

В растворе соли лампочка загорается. Раствор соли проводит электрический ток благодаря появлению в растворе ионов. Раствор сахара не проводит электрический ток, так как вещество не распадается на ионы. Молекула воды является *диполем* (диполь – два полюса):  $\oplus \ominus$ .

Рассмотрим механизм диссоциации поваренной соли под действием молекул воды.



### 1. Диссоциация протекает в несколько стадий:

а) ориентация полярных молекул воды к ионам кристаллической решетки (*рис. 2, а*);

б) переход ионов из кристалла в раствор (*рис. 2, б*);

в) образование гидратированных ионов (*рис. 2, в*).

### 2. Диссоциация молекул с ионной и полярной ковалентной связью.

Механизм диссоциации веществ с разными видами связи аналогичный, с той только разницей, что ковалентная поляр-

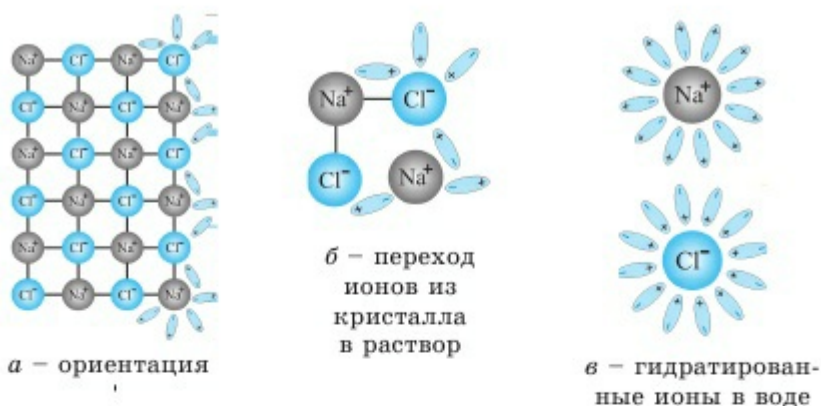


Рис. 2. Механизм диссоциации поваренной соли в воде

ная связь под действием полярных молекул воды превращается в ионную связь (рис. 3).

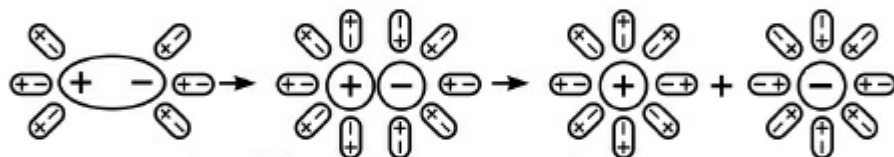
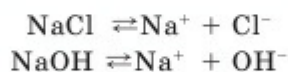


Рис. 3. Диссоциация полярной молекулы

Диссоциация молекул с ионной связью:

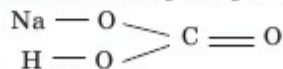


Диссоциация полярной молекулы (рис. 3). Происходит распад молекулы на ионы:



Если в молекуле вещества имеются разные типы связей, то в первую очередь разрушается ионная связь, а затем – более полярная ковалентная связь.

Рассмотрим диссоциацию гидрокарбоната натрия:



$\text{NaHCO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$  (связь  $\text{O} - \text{Na}$  ионная).

Сначала отрывается ион натрия, затем ион водорода:

$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$  (связь  $\text{O} - \text{H}$  ковалентная полярная).

Связи в карбонат-ионе менее полярные, поэтому он остается недиссоциированным.

При испытании растворов гидроксида натрия, серной кислоты наблюдаем положительный эффект, а с раствором уксусной кислоты лампочка загорается слабо.

Рассмотрим этапы диссоциации соединений с ионной связью на примере диссоциации поваренной соли. В соединениях с ионной связью (рис. 2) молекула диссоциирует на ионы под действием молекул воды и температуры поэтапно: 1) ориентация; 2) гидратация; 3) ионизация; 4) диссоциация (табл. 1).

В молекуле сахара связи слабополярные, поэтому при растворении сахара в воде лампочка не загорается.

Таблица 1. Электролиты и неэлектролиты

Вещество	Наблюдения с помощью электрической лампы	Выводы
Сухой сахар	–	Неэлектролит
Твердая соль	–	Неэлектролит
Дистиллированная вода	–	Неэлектролит
Раствор NaCl в воде	+	Электролит
Раствор сахара в воде	–	Неэлектролит
Раствор NaOH	+	Электролит
Раствор уксусной кислоты	+	Слабый электролит
Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	+	Электролит

**Вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами. Растворы и расплавы неэлектролитов не проводят электрический ток.**

**Диссоциацией** называется процесс распада вещества на ионы при растворении его в воде или расплавлении. **Электролиты** – это вещества, которые распадаются на ионы (соли, щелочи и кислоты). **Неэлектролиты** не распадаются на ионы (сахар, глюкоза, спирт, растворы газов в воде).

#### А



1. Что такое электролиты и неэлектролиты?
2. Какие классы веществ можно отнести к электролитам?
3. Приведите примеры неэлектролитов.

## В

1. Вещества при растворении в воде или расплавлении распадаются на ионы и называются...  
Диссоциирующие вещества – ... , а недиссоциирующие вещества – ... .
2. Разделите вещества на электролиты и неэлектролиты и заполните таблицу: дистиллированная вода, раствор сахара, раствор NaCl, сухая поваренная соль, сухой сахар, раствор NaOH, раствор уксусной кислоты.

Электролиты	Неэлектролиты

3. При взаимодействии с каким веществом лампочка загорится?
  - а) соляная кислота;
  - б) хлорид калия (твердое вещество);
  - в) оксид железа (III);
  - г) дистиллированная вода.

## §2

## ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Автором теории электролитической диссоциации является шведский химик **С. Аррениус**. Основные положения этой теории были сформулированы им в 1887 году. С. Аррениус рассматривал процесс растворения как чисто физическое явление. Он считал, что при растворении ионы постепенно переходят в раствор, и не учитывал взаимодействия ионов с молекулами растворителя.

**Опорные слова!**

*Электролитическая диссоциация, теория электролитической диссоциации, катионы, анионы*

Дальнейшее развитие теории С. Аррениуса получила в исследованиях русских ученых И.А. Каблукова, В.А. Кистяковского, Д.И. Менделеева. В настоящее время электролитическую диссоциацию рассматривают как сложный физико-химический процесс.

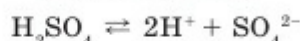
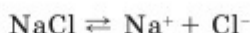
**Основные положения теории С. Аррениуса**

1. Соли, кислоты и основания распадаются на ионы при растворении в воде или расплавлении.

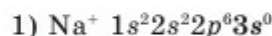
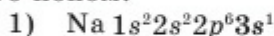


С. Аррениус  
(1859–1927)

2. Электролиты проводят электрический ток, переносчиками электрического тока являются ионы (рис. 4). Положительно заряженные ионы, которые притягиваются к катоду, называются **катионами**. Отрицательно заряженные ионы, которые притягиваются к аноду, называются **анионами**. При растворении соединения с ионной и ковалентной полярной связью полностью распадаются на ионы:



Свойства ионов, образующихся в результате электролитической диссоциации, отличаются от свойств атомов, входящих в состав молекулы. Это объясняется различием электронного строения атомов и ионов. Данное утверждение рассмотрим на примере молекулы хлорида натрия. Сравним элемент натрия с его ионом.



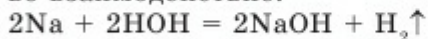
2) Радиус положительно заряженного иона (катиона) меньше, чем радиус атома (рис. 4).

3) Блестящий металл

3) Ион – бесцветный

4) С водой активно вступает во взаимодействие:

4) Ион – в воде гидратируется



5) В окислительно-восстановительных реакциях – восстановитель:

5)  $\text{Na}^+$  – окислитель

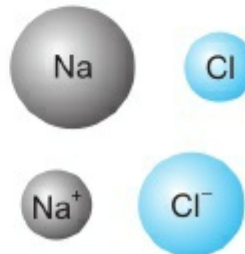
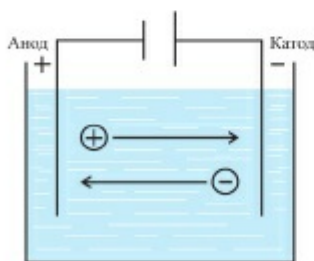
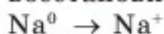


Рис. 4. Прибор для изучения электропроводности.  
Размеры атомов и ионов

Сравним элемент хлор с его ионом:



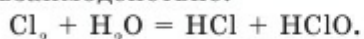
2) Радиус отрицательно заряженного иона (аниона) больше, чем радиус атома.

3) Хлор как простое вещество, молекула которого состоит из двух атомов ( $\text{Cl}_2$ ), обладает резким удушливым запахом, желто-зеленого цвета, ядовитый газ.

3) Ион – бесцветный.

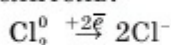
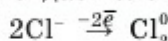
4) Хлор в воде растворяется незначительно, но вступает во взаимодействие:

4) Ион – гидратируется.



5) В окислительно-восстановительных реакциях – атом хлора принимает электрон, это окислитель:

5) Ион хлора ( $\text{Cl}^-$ ) – восстановитель, отдает электрон:



Данный пример объясняет, почему газообразным хлором можно отравиться, а хлорид натрия мы употребляем в пищу ежедневно.

### Современные положения теории электролитической диссоциации

1. При растворении в воде вещества с ионной и ковалентной связью распадаются на ионы.

2. Диссоциация обусловлена гидратацией веществ.

3. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение.

4. Диссоциация – обратимый процесс:

диссоциация (распад)  $\rightleftharpoons$  ассоциация (объединение).

5. Электролиты диссоциируют в разной степени.

6. Химические свойства электролитов обусловлены химической природой ионов. Для упрощения записи уравнения диссоциации не учитывают гидратную оболочку ионов.

7. Атомы и ионы одного и того же элемента отличаются по своим свойствам.

**Знаете ли вы?**

*За создание теории электролитической диссоциации С. Аррениус в 1903 г. был удостоен Нобелевской премии.*

**А**

1. Дайте определение катионам и анионам.
2. Чем отличаются научные представления Аррениуса от современного взгляда на процесс электролитической диссоциации?

**В**

1. Объясните механизм гидратации ионов, образующихся при растворении в воде  $\text{KBr}$ .
2. Какие из этих веществ диссоциируют на катион металла и гидроксид аниона?
  - а) кислоты;
  - в) соли;
  - с) основания.

**С**

1. Объясните разницу в строении и свойствах атомов и ионов на следующих примерах:  $\text{Br}$  и  $\text{Br}^-$ ;  $\text{Mg}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ ;  $\text{K}$  и  $\text{K}^+$ ;  $\text{I}$  и  $\text{I}^-$ .
2. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ, их растворы в воде:  
 $\text{NaOH}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**§3****ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ  
КИСЛОТ, ЩЕЛОЧЕЙ И СОЛЕЙ****Вспомните!**

*К каким веществам относятся кислоты, щелочи и соли? Из каких ионов они состоят?*

Одним из характерных свойств кислот и оснований является их отношение к индикаторам. Рассмотрим это свойство с точки зрения электролитической диссоциации.

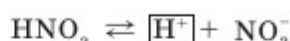
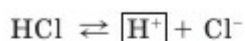


Некоторые органические вещества в растворах электролитов изменяют окраску, такие вещества называются **индикаторами**.

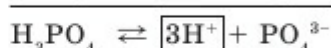
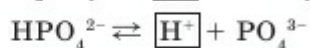
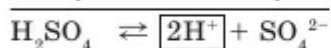
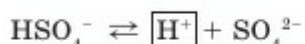
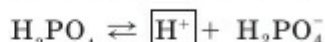


**Опорные слова!**  
Диссоциация кислот, оснований и солей, средние, кислые и основные соли

**I. Диссоциация кислот приводит к появлению ионов  $H^+$  (протоны).**



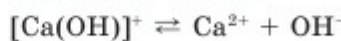
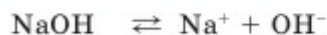
**Многословные кислоты** диссоциируют ступенчато:



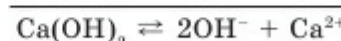
Значение зарядов кислотных остатков определяется количеством отщепленных ионов водорода.

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в растворе образуются катионы водорода. Существуют различные теории кислот и оснований. Одна из них была предложена профессором КазНУ М.И. Усановичем.

**II. Диссоциация растворимых оснований:**



диссоциирует ступенчато



Значение зарядов остатков оснований определяется количеством отщепленных гидроксид-ионов.

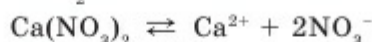
Как видно из уравнений, в обоих случаях образуются гидроксид-ионы.

С точки зрения электролитической диссоциации, можно вывести следующее определение оснований.

**Основаниями называются соединения, при диссоциации которых в растворе образуются гидроксид-ионы.**

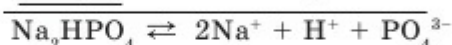
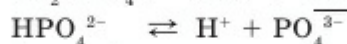
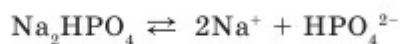
### III. Диссоциация солей.

Средние соли распадаются на катионы металлов и на анионы кислотных остатков.



С точки зрения теории электролитической диссоциации, солями называются вещества, при диссоциации которых в растворе образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

*Кислые соли* диссоциируют ступенчато:



В результате диссоциации кислых солей в раствор переходят катионы металлов, водорода и анионы кислотных остатков.

*Основные соли* плохо растворимы в воде, но всё же при их растворении идет ступенчатая диссоциация.

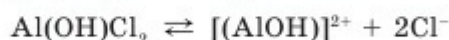
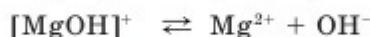
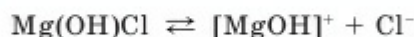


Таблица 2. Качественная характеристика электролитической диссоциации

Электролиты	Качественная характеристика			
	H <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup>	Катион	Анион
Кислоты	+			
Основания		+		
Соли			+	+

В результате диссоциации основных солей образуются катионы остатков оснований и анионы кислотных остатков.

В связи с этим можно предложить следующее определение.

**Солями называются вещества, диссоциирующие с образованием катионов металлов ( $Me^{n+}$ ) и анионов кислотных остатков ( $Ап^{n-}$ ).** Это определение является общим для всех солей: средних, кислых и основных.

Изменение окраски индикаторов обусловлено наличием ионов водорода ( $H^+$ ) и гидроксид-ионов ( $OH^-$ ), образованных в результате диссоциации веществ (табл. 3).

**Таблица 3. Влияние индикаторов на растворы электролитов**

Индикатор	Цвет индикатора в различных средах		
	Нейтральная	Кислая	Щелочная
Лакмус	фиолетовый	красный	синий
Метилоранж Фенолфталеин	оранжевый бесцветный	красный бесцветный	желтый малиновый

В телевизионной рекламе часто встречается показатель  $pH = 5,5$ . Что такое  $pH$ ? (рис. 5) Это водородный показатель, который показывает кислотность среды  $pH$  (табл. 4).



**Рис. 5. Окраска универсального индикатора при различных значениях  $pH$**

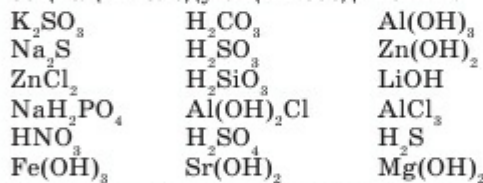
Таблица 4. Реакция среды некоторых веществ  
 $\text{pH} = 7$  (нейтральная);  $\text{pH} > 7$  (щелочная);  $\text{pH} < 7$  (кислая)

Вещество	pH (водородный показатель)
1	2
Слеза	7,4
Желудочный сок	1,6–1,8
Томатный сок	4,3
Моча	4,8–7,5
Слюна	6,35–7,5
Молоко	6,6–6,9
Кровь	7,35–7,45
Яичный белок	8,0
Морская вода	8,0

**A**



1. Назовите вещества и напишите уравнения процессов диссоциации следующих соединений:



2. Дайте определение электролитов (кислоты, основания, соли) в соответствии с теорией электролитической диссоциации.

**B**

- Составьте графические формулы трех солей.
- Напишите уравнения процессов диссоциации  $\text{HCl}$  и  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Укажите особенности этих процессов.
- При диссоциации каких веществ могут быть образованы следующие ионы?  
 $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ .  
 Напишите уравнения диссоциации.

**C**

- Напишите графические формулы трех кислот:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

2. Напишите структурные формулы солей  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ . Составьте уравнения диссоциации и определите количество ионов (катионов и анионов).



## Лабораторный опыт №1

### Определение pH-растворов кислот и щелочей

**Цель работы:** научиться определять реакцию среды растворов разных объектов (кислот, щелочей).

**Оборудование и реактивы.** Штатив с пробирками, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага, дистиллированная вода, растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Мы уже познакомились с такими понятиями, как реакция среды водных растворов, а также индикаторы.

Какие типы реакции среды водных растворов вы знаете? (*Нейтральная, щелочная и кислотная.*)

Какими способами можно определить реакцию среды водных растворов? (*Влажным и сухим.*)

Что такое pH-среды? (*Водородный показатель ионов водорода в растворе.*)

#### Ход работы:

1. Налейте в одну пробирку дистиллированную воду, в другую – раствор щелочи, а в третью – раствор кислоты.

2. Нанесите с помощью стеклянных палочек каплю раствора из каждой пробирки на универсальную индикаторную бумагу, определите реакцию среды испытуемых растворов.

#### Задания и вопросы

1. Результаты испытаний растворов на универсальный индикатор оформите в виде таблицы.

Вещество	pH-среды по универсальному индикатору	Среда раствора
NaOH		
HCl		
H <sub>2</sub> O		

2. Напишите уравнения диссоциации этих соединений, объясните, какими ионами обусловлены эти значения pH-среды.

3. Какие индикаторы, кроме универсальной бумаги, используются для определения pH-среды растворов?

## §4 СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ



**Вспомните!**

Что такое диссоциация? Какие вещества относятся к электролитам, а какие – к неэлектролитам?

Процесс диссоциации количественно характеризуется степенью диссоциации ( $\alpha$ ), которая может быть представлена в долях от единицы (от 0 до 1) или в процентах (от 0 до 100%).

$$\alpha = \frac{\text{число диссоциированных молекул}}{\text{общее число растворенных молекул}}$$

В зависимости от степени диссоциации электролиты подразделяются на три группы:

- |                 |                     |                |
|-----------------|---------------------|----------------|
| 1) сильные      | 2) средней силы     | 3) слабые      |
| $\alpha > 30\%$ | $3 < \alpha < 30\%$ | $\alpha < 3\%$ |

К сильным электролитам относятся растворимые соли, кислоты ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ) и щелочи ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ). При растворении в воде они полностью распадаются на ионы.



**Опорные слова!**  
Степень диссоциации, слабые и сильные электролиты

Электролиты средней силы – фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , сернистая кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , азотистая кислота  $\text{HNO}_2$  и др.

Слабыми электролитами являются угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , сероводородная кислота  $\text{H}_2\text{S}$ , фосфористая кислота  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$ . При растворении в воде они не полностью распадаются на ионы.

Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, от концентрации и температуры. При разбавлении растворов и повышении температуры степень диссоциации электролитов возрастает.

По значениям степени диссоциации элементов можно рассчитать концентрацию ионов ( $C'$ ) в растворах:

$$C' = C\alpha n$$

где  $C'$  – концентрация ионов в растворе;  $C$  – концентрация электролита;  $\alpha$  – степень диссоциации;  $n$  – количество ионов, переходящих в раствор.

**Пример.** Рассчитать концентрацию ионов при диссоциации сульфата натрия с концентрацией 0,01 моль/л, если степень диссоциации равна 90%.

1) Дано: $C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,01$ моль/л $\alpha - 90\% = 0,9$	<b>Решение:</b> 2) Уравнение диссоциации соли: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
Н/н: $C'(\text{Na}^+) - ?$ $C'(\text{SO}_4^{2-}) - ?$	$\nu$ , моль    1                    2                    1 отсюда $n(\text{Na}^+) = 2$ моль $n(\text{SO}_4^{2-}) = 1$ моль
3) Расчет концентрации ионов в растворе: $C' = C\alpha n$ $C'(\text{Na}^+) = 0,01 \cdot 0,9 \cdot 2 = 1,8 \cdot 10^{-2}$ моль/л $C'(\text{SO}_4^{2-}) = 0,01 \cdot 0,9 \cdot 1 = 9 \cdot 10^{-3}$ моль/л	
	4) Ответ: $C'(\text{Na}^+) = 1,8 \cdot 10^{-2}$ моль/л $C'(\text{SO}_4^{2-}) = 9 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

### А



1. Напишите уравнения процессов диссоциации следующих соединений:  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $(\text{FeOH})\text{Cl}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .
2. Электролиты, приведенные в первом задании, классифицируйте по силе.
3. Что означает степень диссоциации?

### В

1. Чем отличается электронное строение и свойства атомов  $\text{K}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$  от электронного строения и свойств ионов  $\text{K}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ?
2. Чем отличается электронное строение и свойства атомов  $\text{Cl}$ ,  $\text{Br}$ ,  $\text{I}$  от электронного строения и свойств ионов  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ?
3. На какие группы делятся электролиты в зависимости от степени диссоциации?

### С

1. Какая из этих кислот самая сильная:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
2. Какие из этих оснований амфотерны:  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{KOH}$ ? Напишите уравнения процесса диссоциации амфотерного соединения: как кислоты и как основания.

3. Определите концентрацию ионов  $0,01$  моль раствора гидроксида бария, если  $\alpha = 85\%$ .

$$\text{Ответ: } C(\text{OH}^-) = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л;} \\ C(\text{Ba}^{2+}) = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

4. Заполните таблицу:

Сильные электролиты	Слабые электролиты

## §5 РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА



### Вспомните!

Дайте определение химической реакции. Каковы условия ее протекания?

Реакция между двумя сложными веществами, при которых они обмениваются своими составными частями, называется **реакцией обмена**.

Вам уже известно, что при растворении электролиты распадаются на ионы. Значит, можно предположить, что реакции

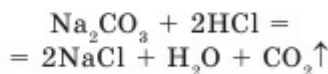
в растворах протекают между этими ионами. Чтобы убедиться в этом, рассмотрим несколько примеров.



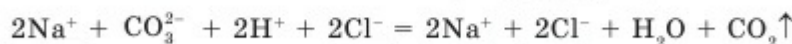
### Опорные слова!

Реакция ионного обмена, знак обратимости; условия протекания химической реакции до конца; качественная реакция; молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения

I. При взаимодействии соды с соляной кислотой происходит следующая реакция:



Напишем ионное уравнение реакции:



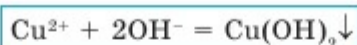
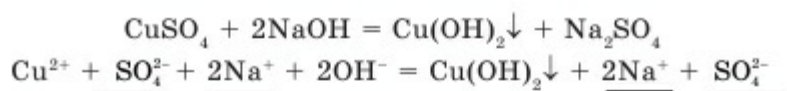
Сокращенное ионное уравнение реакции составляется следующим образом: вычеркиваем ионы, которые не изменяются, а остальные ионы записываем:



Данная реакция протекает с выделением газа.

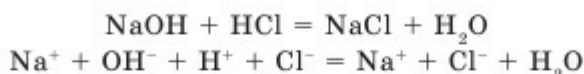
II. Реакция, протекающая при добавлении раствора гидроксида натрия к раствору сульфата меди:





В результате этой реакции образовался голубой осадок.

**III. Реакция нейтрализации гидроксида натрия соляной кислотой:**

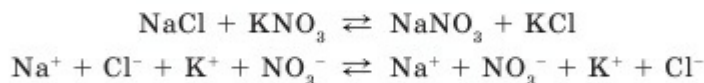


Для того чтобы убедиться, что реакция идет, к раствору NaOH нужно добавить несколько капель индикатора фенолфталеина. Раствор окрасится в малиновый цвет. При постепенном добавлении раствора соляной кислоты окраска исчезнет, что свидетельствует о протекании данной реакции.

В результате реакции образуется слабый электролит – вода:



При добавлении к раствору поваренной соли раствора нитрата калия никаких признаков протекания реакции не наблюдается.



Ионный состав раствора не меняется, поэтому эта реакция не протекает до конца, т.е. она является **обратимой**. При составлении уравнений таких реакций вместо знака равенства ставится знак обратимости  $\rightleftharpoons$ .

Из приведенных примеров можно сделать следующие выводы.

**Реакции ионного обмена протекают до конца, если:**

- 1) выделяется газ;
- 2) образуется осадок;
- 3) образуется слабый электролит.

Этими выводами можно воспользоваться при качественном определении ионов в растворе.

При составлении реакций ионного обмена надо использо-

вать данные таблицы растворимости, в которой указано, какое вещество растворимо, т.е. диссоциирует, а какое – нет.

В формулах ионов, в отличие от степени окисления, заряд пишется вверху справа от символа элемента, а также сначала пишется значение, а затем знак заряда:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ .

### А



1. Назовите условия протекания реакции ионного обмена до конца.
2. Напишите, пользуясь таблицей растворимости, уравнения реакций получения следующих оснований:  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ .

### В

1. Пользуясь таблицей растворимости определите анионы:  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  и катионы:  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ , с которыми образуются осадки.
2. Письменно охарактеризуйте свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.

### С

1. Какие из этих реакций протекают до конца?
 

а) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	в) $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$
б) $\text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 \rightarrow$	г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
2. Напишите молекулярные и полные ионные уравнения, соответствующие данным сокращенным ионным уравнениям:
 

а) $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl}$ ;	в) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- \rightarrow \text{CaF}_2$ ;
б) $3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ ;	г) $3\text{Zn}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ .
3. Какие вещества должны вступить в реакцию, чтобы образовались следующие соединения?
 

а) ... $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;	в) ... $\text{BaSO}_4 \downarrow$ ;
б) ... $\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;	г) ... $\text{H}_2\text{S} \uparrow$ .

Рассчитайте сумму коэффициентов реакций сокращенных ионных уравнений.



## Практическая работа №1

### Реакции ионного обмена

#### *Необходимые реактивы и оборудование:*

NaOH (раствор)

HCl (раствор)

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (раствор)

NaCl (раствор)

CuSO<sub>4</sub> (раствор)

Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (раствор)

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (раствор)

AgNO<sub>3</sub> (раствор)

Фенолфталеин

**Опыт 1.** Налейте в пробирку раствор гидроксида натрия, добавьте в раствор несколько капель фенолфталеина.

Что наблюдается? К раствору постепенно, по каплям, прибавляйте раствор HCl. Что происходит? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения реакций.

**Опыт 2.** К 2–3 мл раствора сульфата меди (II) в пробирке осторожно добавьте такой же объем раствора гидроксида натрия.

Что наблюдается? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения реакций.

**Опыт 3.** Наберите в пробирку немного карбоната натрия и добавьте 1 мл разбавленного раствора HCl.

Что наблюдается? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения реакций.

**Опыт 4.** В одну пробирку налейте раствор серной кислоты, в другую – раствор сульфата натрия. В обе пробирки постепенно добавляйте пипеткой раствор хлорида бария.

Что наблюдается? Дайте объяснение. Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения реакций.

## §6

## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

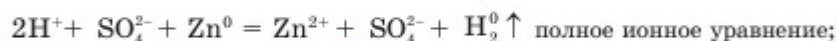


### Вспомните!

Химические свойства кислот, оснований и солей. Из какой таблицы можно узнать, что в результате реакции образовался осадок?

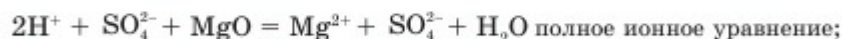
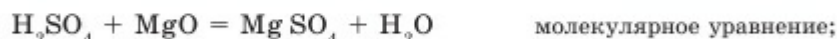
Общие химические свойства кислот обусловлены наличием в растворе ионов водорода.

1. Растворы кислот вступают во взаимодействие с активными металлами, образуя соль и водород.

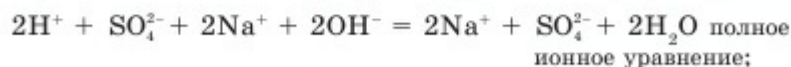
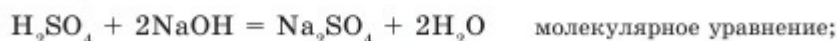


2. Кислоты вступают в реакцию с основными оксидами и основаниями, образуя соль и воду.

**С основными оксидами:**



**Со щелочами:**

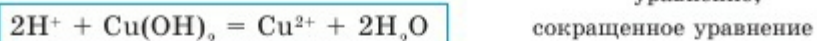
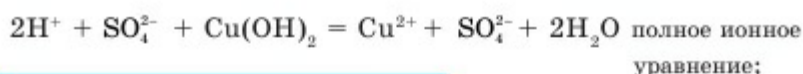


**С нерастворимыми основаниями с образованием соли и воды:**

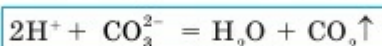
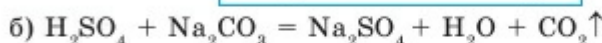
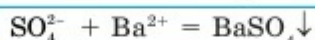
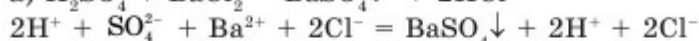


### Опорные слова!

Свойства соединений с точки зрения теории электролитической диссоциации

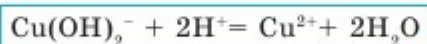
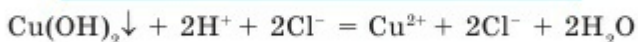
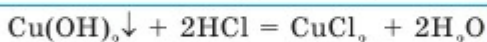


3. Кислоты взаимодействуют с солями, при этом протекает типичная реакция обмена с образованием нерастворимой новой соли (а) или более слабой новой кислоты (б).

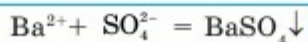
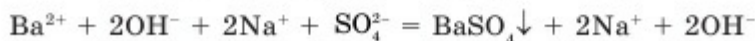
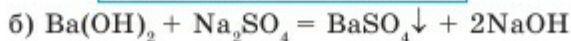
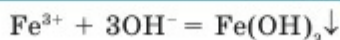
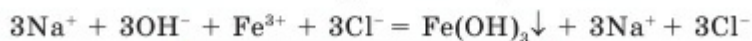


Рассмотрим теперь **общие химические свойства оснований**.

1. Основания взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами с образованием соли и воды.

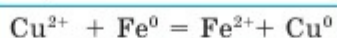
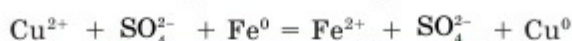
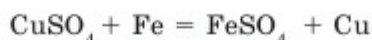


2. Щелочи взаимодействуют с растворимыми солями с образованием нерастворимых оснований (а) либо нерастворимых солей (б).

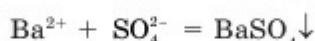
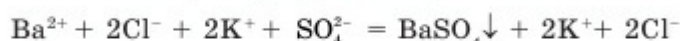
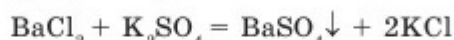


**Химические свойства солей.**

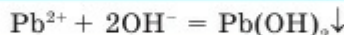
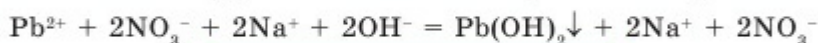
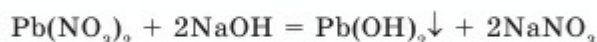
1. Растворимые соли вступают в реакцию с активными металлами, которые вытесняют менее активный металл из исходной соли.



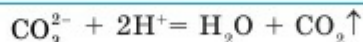
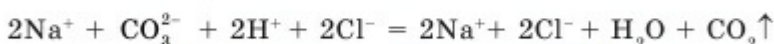
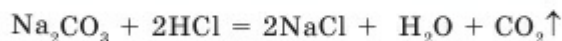
2. Соли взаимодействуют между собой, если один из образовавшихся продуктов реакции выпадает в осадок.



3. Растворимые соли реагируют со щелочами, при этом один из продуктов реакции выпадает в осадок.



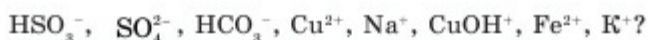
4. Соли взаимодействуют с кислотами, если образуется газ или осадок.

**A**

1. Напишите молекулярные и полные ионные уравнения, соответствующие следующим сокращенным ионным уравнениям:

- а)  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ ;      д)  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ ;  
 б)  $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$ ;                      е)  $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ ;  
 в)  $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}\uparrow$ ;                      ж)  $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ .  
 г)  $\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ ;

2. Какие вещества диссоциированы, если в результате образовались следующие ионы:



Напишите уравнения реакции диссоциации.

3. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих соединений: хлорид железа (III), гидроксохлорид железа (III), гидроксохлорид бария, гидрокарбонат калия, карбонат натрия.

### В

1. Составьте уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:



- а) Для окислительно-восстановительных реакций подберите коэффициенты по методу электронного баланса.
  - б) Приведите полные и сокращенные ионные уравнения для реакций, идущих в растворах.
2. Определите формулы пропущенных соединений в цепи.
    - а)  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow ?$
    - б)  $\text{Ba} \rightarrow ? \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{BaCl}_2$

### С

1. Рассчитайте число частиц в растворе соляной кислоты, если  $\alpha = 0,81$  (на 100 молекул кислоты).
  - а) 81    б) 19    в) 162    д) 181    е) 273.
2. Напишите уравнения реакций получения  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaOH}$  всеми возможными способами.
3. Определите массу осадка, полученную при добавлении 19 г  $\text{NaOH}$  к раствору, содержащему 32 г  $\text{CuSO}_4$ , если содержание щелочи достаточно для реакции. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции.

*Ответ: 23,275 г.*

## Словарь

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	электропроводность	электрөткізгіштік	electrical conductivity
2.	электролитический механизм диссоциации	электролиттік диссоциация механизмі	the mechanism of electrolytic dissociation
3.	диссоциация кислот, щелочей и солей	қышқылдардың, негіздердің және тұздардың диссоциациясы	dissociation of acids, alkalis and salts

4.	определение pH растворов кислот и щелочей	қышқылдар мен сілті ерітінділері ортасының pH-ін анықтау	determination of the pH of solutions of acids and alkalis
5.	основные положения теории электролитической диссоциации	электролиттік диссоциация теориясының негізгі қағидалары	basic theses of the theory of electrolytic dissociation
6.	реакции ионного обмена	ион алмасу реакциялары	ion exchange reactions

## §7 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ



### **Вспомните!**

*Что вы знаете о диссоциации солей, сильных и слабых электролитах, анионах и катионах?*

**Гидролизом солей** называется взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются молекулы слабого электролита.



### **Опорные слова!**

*Гидролиз солей, зависимость гидролиза от природы соли; нейтральная, кислая и щелочная среда*

По химической природе соли подразделяются на четыре группы.

1. Соли, образованные при взаимодействии сильного основания с сильной кислотой: KCl, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaNO<sub>3</sub>, NaCl.

2. Соли, образованные при взаимодействии сильного основания со слабой кислотой: Na<sub>2</sub>S, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

3. Соли, образованные при взаимодействии слабого основания с сильной кислотой: Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, FeSO<sub>4</sub>, ZnCl<sub>2</sub>.

4. Соли, образованные при взаимодействии слабого основания со слабой кислотой: ZnS, Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>.

Как эти соли относятся к воде?

**1-я группа солей (NaCl).** Хлорид натрия образован при взаимодействии сильного основания (NaOH) и сильной кислоты (HCl).

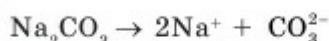




При взаимодействии ионов, образованных при растворении соли, с молекулами воды образуются сильные электролиты, которые распадаются на ионы. Следовательно, концентрация воды не изменяется, соли 1-й группы, образованные при взаимодействии сильной кислоты с сильным основанием, гидролизу не подвергаются, реакция среды нейтральная:

$$C(\text{H}^+) = C(\text{OH}^-)$$

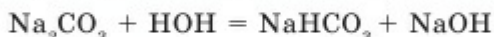
**2-я группа солей.** Карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Соль образована при взаимодействии сильного основания ( $\text{NaOH}$ ) и слабой кислоты ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).



Ионное уравнение реакции гидролиза:



Молекулярное уравнение реакции гидролиза:

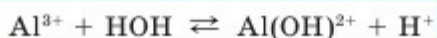


Карбонат-ионы  $\text{CO}_3^{2-}$ , которые образуются при растворении соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , связывают ионы водорода воды с образованием  $\text{HCO}_3^-$ , а ионы  $\text{OH}^-$  остаются в растворе с образованием сильного электролита  $\text{NaOH}$ , который полностью распадается на ионы:  $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ .

Все соли 2-й группы подвергаются гидролизу. При гидролизе солей 2-й группы анионы кислотных остатков связывают ион водорода воды, при этом гидроксильная группа высвобождается, следовательно, реакция среды щелочная:

$$C(\text{H}^+) < C(\text{OH}^-)$$

**3-я группа солей.** Хлорид алюминия ( $\text{AlCl}_3$ ) образован при взаимодействии слабого основания  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и сильной кислоты ( $\text{HCl}$ ).



Все соли 3-й группы также подвергаются гидролизу. При гидролизе солей 3-й группы катионы слабых оснований свя-

зывают гидроксид-ионы воды, а катионы водорода высвобождаются, следовательно, реакция среды кислая.

Молекулярное уравнение реакции гидролиза:



Образующаяся кислота диссоциирует.

**Соли 4-й группы гидролизуются полностью.**

Продукты реакции гидролиза зависят от свойств ионов, составляющих соли.

В таблице растворимости соединений (табл. 5) прочерк соответствует солям, которые в растворе не существуют.

Таблица 5. Гидролиз солей

Природа соли и ее формула	Основной ион	Сокращенное ионное уравнение реакции гидролиза	Условия гидролиза	
			среда раствора щелочная	слабо диссоциированное соединение
Na <sub>2</sub> S NaOH – сильное основание H <sub>2</sub> S – слабая кислота	S <sup>2-</sup>	S <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O → HS <sup>-</sup> + OH <sup>-</sup>	щелочная [OH <sup>-</sup> ] > [H <sup>+</sup> ]	HS <sup>-</sup> NaHS кислая соль
NH <sub>4</sub> Cl NH <sub>4</sub> OH – слабое основание HCl – сильная кислота	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + H <sub>2</sub> O → NH <sub>4</sub> OH + H <sup>+</sup>	кислая [H <sup>+</sup> ] > [OH <sup>-</sup> ]	NH <sub>4</sub> OH
NaCl NaOH – сильное основание HCl – сильная кислота	–	гидролиз не идет	нейтральная [H <sup>+</sup> ] = [OH <sup>-</sup> ]	
Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub> Al(OH) <sub>3</sub> – слабое основание H <sub>2</sub> S – слабая кислота	Al <sup>3+</sup> S <sup>2-</sup>	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub> + 6H <sub>2</sub> O → 2 Al(OH) <sub>3</sub> ↓ + 3H <sub>2</sub> S↑	[H <sup>+</sup> ] ≈ [OH <sup>-</sup> ]	Al(OH) <sub>3</sub> ↓ H <sub>2</sub> S↑

Гидролизу подвергаются только растворимые соли. Для большинства солей гидролиз – обратимый процесс. Рассматривая гидролиз различных типов солей, можно дать следующее определение реакции нейтрализации.

**Реакцией нейтрализации называется реакция взаимодействия сильных кислот с сильными основаниями.** Так как в этих условиях выполняется равенство  $C(H^+) = C(OH^-)$ , реакция среды нейтральная.

Явление гидролиза играет огромную роль в химическом преобразовании земной коры. Многие минералы земной коры – это сульфиды металлов, которые, хотя и плохо растворимы в воде, постепенно взаимодействуют с ней. Такие процессы идут и на поверхности Земли, и особенно интенсивно в ее глубинах при повышенной температуре. В итоге образуется огромное количество сероводорода, который выбрасывается на поверхность при вулканической деятельности. А силикатные породы постепенно переходят в гидроксиды, а затем – в оксиды металлов. В результате гидролиза минералов – алюмосиликатов – происходит разрушение горных пород. Явление гидролиза имеет огромное значение в питании растений.

#### А



1. Как изменится цвет индикатора (лакмус) при добавлении его к растворам следующих электролитов:  $Na_2CO_3$ ,  $NaOH$ ,  $HNO_3$ ,  $CuSO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $Na_2SO_4$ ? Объясните причину изменения цвета.
2. Какой процесс называется гидролизом?
3. Какой раствор из этих солей нельзя нагревать в алюминиевой посуде?
  - а)  $KCl$ ;
  - б)  $Na_2CO_3$ ;
  - в)  $Ba(NO_3)_2$ .

#### В

1. Классифицируйте по типу образования следующие соли:  $ZnCO_3$ ,  $Zn(NO_3)_2$ ,  $PbCl_2$ ,  $FeCl_3$ ,  $Ba(NO_3)_2$ ,  $MgCl_2$ .
2. Напишите уравнения реакции гидролиза этих солей и определите кислотность среды.
3. Какие соли не подвергаются гидролизу? Почему?

**С**

Классифицируйте соли, данные в каждом варианте, по химической природе.

Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения реакции гидролиза для тех солей, которые подвергаются гидролизу.

Определите кислотность среды.

**I вариант**

$K_2CO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $K_2SiO_3$ ,  $K_2SO_4$ ,  $KCl$   
 $NaCl$ ,  $NaNO_3$ ,  $NaNO_2$ ,  $Na_2SiO_3$ ,  $Na_2CO_3$   
 $Na_2SO_3$ ,  $Na_3PO_4$

**II вариант**

$Ca(NO_3)_2$ ,  $CaSO_4$ ,  $CaCl_2$ ,  $CaCO_3$ ,  $CaSiO_3$ ,  
 $Ca_3(PO_4)_2$   
 $Zn(NO_3)_2$ ,  $ZnCO_3$ ,  $ZnSO_4$ ,  $ZnS$ ,  $ZnSiO_3$

**III вариант**

$AlCl_3$ ,  $Al(NO_3)_3$ ,  $AlPO_4$ ,  $Al_2(SO_4)_3$   
 $FeCl_3$ ,  $FeSO_4$ ,  $Fe(NO_3)_3$   
 $CuCl_2$ ,  $CuCl$ ,  $Cu(NO_3)_2$ ,  $CuSO_4$

**Словарь**

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	гидролиз – разложение солей под действием молекулы воды с образованием иона или молекулы слабого электролита	гидролиз – тұздардың сумен әрекеттесуі нәтижесінде әлсіз электролит ионын түзе айырылуы	hidrolysis – decomposition of salts under the action of a water molecule to form an ion or a weak electrolyte molecule
2.	гидролиз по катиону	гидролиздену катион бойынша	hidrolysis by cation
3.	гидролиз по аниону	анион бойынша гидролиздену	anion hydrolysis
4.	изменение окраски индикатора в водном растворе	сулы ортада индикатордың түсінің өзгеруі	change in indicator color in aqueous solution



## Лабораторный опыт №2

## Гидролиз солей

Необходимые реагенты	Оборудование
$\text{Na}_2\text{CO}_3$ , $\text{FeCl}_3$ , $\text{BaCl}_2$ (растворы)	Пробирки, универсальная индикаторная бумага

В три пробирки наберите:

- в 1-ю – раствор соды;
- во 2-ю – раствор хлорида железа (III);
- в 3-ю – раствор хлорида бария.

Опустив в каждую пробирку универсальную индикаторную бумагу, определите pH среды растворов по шкале pH и объясните результаты, составьте уравнения реакций гидролиза солей.

## Вопросы и задания

1. Результаты опытов занесите в таблицу, заполните все графы.

№	Соли	pH	Уравнение реакции гидролиза
1	$\text{Na}_2\text{CO}_3$		
2	$\text{FeCl}_3$		
3	$\text{BaCl}_2$		

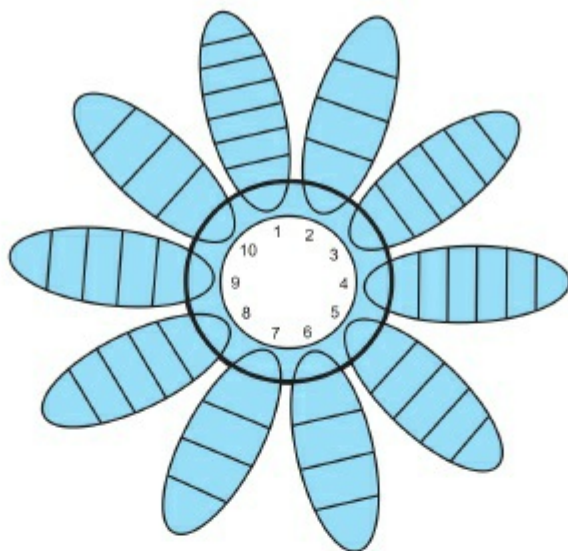
2. Объясните результаты опыта.



## Играем, думаем, учимся!

Разгадав этот необычный кроссворд, вы получите слово, которое соответствует определению: ... – это вещества, водные растворы которых проводят электрический ток.

1. Частица, несущая самый маленький отрицательный заряд.
2. Самый легкий металл.
3. Элемент, названный в честь материка.
4. Элемент, входящий в состав песка.
5. Металл, из которого изготавливают искусственные суставы.
6. Радиоактивный элемент, открытый М. Склодовской и П. Кюри.
7. Самый тяжелый твердый металл.



8. Элемент с порядковым номером 57.
9. Элемент, название которого связано с синим цветом его соединений.
10. Металл, который используют в ракетостроении.

### Словарь к главе I

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	Электролиты	Электролиттер	Electrolytes
2.	Неэлектролиты	Бейэлектролиттер	Non-electrolytes
3.	Диссоциация	Диссоциация	Dissociation
4.	Катионы	Катиондар	Cations
5.	Анионы	Аниондар	Anions
6.	Гидраты	Гидраттар	Hydrates
7.	Диполь	Диполь	Dipole

8.	Степень диссоциации	Диссоциациялану дәрежесі	Degree of dissociation
9.	Сильные и слабые электролиты	Күшті және әлсіз электролиттер	Strong and weak electrolytes
10.	Теория электролитической диссоциации	Электролиттік диссоциация теориясы	Theory of electrolytic dissociation
11.	Гидролиз солей	Тұздардың гидролизі	Hydrolysis of salts

### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

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

2. При растворении или расплавлении молекулы распадаются на **ионы**. Положительно заряженные ионы называются **катионами**, отрицательно заряженные ионы – **анионами**.

3. Ионы являются переносчиками электрического тока.

4. Степень диссоциации ( $\alpha$ ) характеризуется отношением диссоциированных молекул к общему числу растворенных молекул (0–1 или 0–100%).

5. В зависимости от степени диссоциации электролиты подразделяются на **сильные** и **слабые**.

6. **Кислотами** называются вещества, при диссоциации которых в раствор переходят ионы водорода.

7. **Основаниями** называются соединения, при диссоциации которых в раствор переходят катионы металлов и гидроксид-анионы.

8. **Соли** – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

## КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### Глава 2

#### §8 КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ

Используя цветовые различия ионов, а также их химические свойства, можно определить качественный состав неорганического вещества.

Таблица 6. Окраска пламени катионов

Катион	Цвет пламени катиона
Li <sup>+</sup>	карминно-красный
Na <sup>+</sup>	желтый
K <sup>+</sup>	фиолетовый
Ca <sup>2+</sup>	кирпично-красный
Sr <sup>2+</sup>	карминно-красный
Ba <sup>2+</sup>	желто-зеленый
Cu <sup>2+</sup>	сине-зеленый

Таблица 7. Качественные реакции на катионы Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, взаимодействие со щелочами

Катион	Реактив	Наблюдаемые реакции
Fe <sup>2+</sup>	щелочь	$Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2$ – зеленый осадок
Fe <sup>3+</sup>	щелочь	$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$ – красно-коричневый осадок
Cu <sup>2+</sup>	щелочь	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$ – синий осадок



#### Лабораторный опыт №3

##### Определение катионов

**Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup> по окрашиванию пламени**

**Цель работы:** определить окрашивание пламени катионами в предложенных учителем солях.

**Реактивы и оборудование.**



Раствор соляной кислоты, соли калия, кальция, стронция, бария, меди; пробирки, кусочек проволоки, синее стекло, спиртовка, щипцы.

**Ход работы.**

1. В пробирку налейте немного раствора соляной кислоты и поместите туда кусочек проволоки на несколько секунд. Затем держите проволоку в пламени спиртовки до изменения цвета.

2. Охладив проволоку, на кончике поместите соль, состав которой необходимо определить. Соль подержите в пламени спиртовки. При каждом исследовании другой соли проволоку почистите в растворе соляной кислоты. Чтобы хорошо увидеть ионы калия, надо посмотреть через синее стекло.

**Вопросы и задания.**

Сделайте выводы. Как соли окрашивают пламя? Заполните таблицу.

Ион	Цвет пламени
Li <sup>+</sup> Na <sup>+</sup> K <sup>+</sup> Ca <sup>2+</sup> Sr <sup>2+</sup> Ba <sup>2+</sup> Cu <sup>2+</sup>	



**Лабораторный опыт №4**

**Качественные реакции на катионы**

**Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, взаимодействие со щелочами**

**Цель работы:** уметь проводить качественные реакции на соли железа (II, III) и меди (II).

**Реактивы и оборудование.**

Растворы солей Fe (II, III) (хлориды или сульфаты), раствор соли меди (II), раствор щелочи, пробирки.

**Проведение опытов.**

1. В три пробирки с растворами солей железа (II, III) и меди налить немного раствора щелочи. Обратите внимание на цвет осадков.

2. Напишите ионное уравнение каждой реакции.

## §9

## КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

Анион	Реактив	Изменения в реакции
$\text{Cl}^-$	$\text{AgNO}_3$	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ образуется белый осадок
$\text{Br}^-$ $\text{I}^-$		$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$ образуется бледно-желтый осадок; $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$ образуется желтый творожистый осадок
$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{AgNO}_3$	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ в нейтральной среде, светло-желтый осадок
$\text{SO}_4^{2-}$	Растворимые соли бария	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ нерастворимый в кислоте белый осадок
$\text{CO}_3^{2-}$	а) + кислота б) известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$	а) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ образование углекислого газа; б) $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$ образуется белый осадок
$\text{NO}_3^-$	$\text{Cu}$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ конц.	Более яркая реакция с образованием $\text{NO}_2 \uparrow$ (под тягой) (бурый газ) $2\text{NO}_3^- + \text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ конц. $\rightarrow 2\text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ бурый газ
$\text{SiO}_3^{2-}$	Ионы $\text{H}^+$	$2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$ выпадение студенистого осадка



## Лабораторный опыт №5

Определение анионов  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  
 $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$  в водных растворах

**Цель работы:** уметь определять анионы в водных растворах.

**Реактивы и оборудование.**

Растворимые в воде соли хлоридов, бромидов, иодидов, фосфатов, сульфатов, карбонатов, нитратов, силикатов. Растворимые соли нитрата серебра, хлорида бария, хлорида кальция, слабые растворы соляной или серной кислот, пробирки.

**Проведение опытов.**

1. При проведении следующих опытов, используйте таблицу растворимости.

2. В растворы солей с анионами хлора, брома, иода, фосфата добавляем раствор нитрата серебра. Обратите внимание на цвет осадков. Напишите ионное уравнение реакций.

3. В раствор сульфата натрия добавляем раствор хлорида бария, в раствор карбоната натрия – растворимые соли кальция, в раствор силиката натрия добавим слабый раствор соляной кислоты. Напишите уравнения ионной реакции. Какие осадки образовались?

4. Реакцию на нитрат-ион провести анимационно или работу вести в *вытяжном шкафу*. Так как используются концентрированная серная кислота и медная проволока, выделяется бурый газ ( $\text{NO}_2$ ) – отравляющее вещество.

Какие реакции получились?



## Практическая работа №2

### Качественный анализ состава неорганического соединения

1. В шести пробирках находится раствор хлорида магния. В каждую пробирку осторожно добавьте растворы:

- гидроксида натрия;
- сульфата калия;
- карбоната натрия;
- нитрата цинка;
- ортофосфата калия;
- сульфида натрия.

Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения тех реакций, которые протекают до конца.

2. Даны следующие растворы:

- карбоната калия и соляной кислоты;
- сульфида натрия и серной кислоты;
- хлорида цинка и азотной кислоты;

- г) сульфата натрия и серной кислоты;
- д) сульфата меди (II) и азотной кислоты.

Смешайте эти растворы попарно и медленно нагревайте. Затем осторожно понюхайте. Сделайте выводы. Напишите сокращенные ионные уравнения для тех реакций, которые протекают до конца.

3. Прodelайте следующие реакции, для которых приведены сокращенные уравнения:

- а)  $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$
- б)  $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- в)  $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Fe}^{2+}$
- г)  $2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + \text{Zn}^{2+}$

4. Используя реактивы, которые находятся на рабочем столе, получите следующие вещества:

- а) гидроксид железа (III);
- б) сульфид меди (II);
- в) оксид серы (IV);
- г) карбонат магния;
- д) свинец.

Напишите соответствующие молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения.

**Задание творческое, исследовательское.** Дополните текст и напишите соответствующие уравнения реакций.

К раствору нитрата серебра добавили ... , в результате выпал белый творожистых осадок. К раствору нитрата бария добавили ... , появился белый осадок. К этому осадку налили раствор ... кислоты. К раствору сульфата меди добавили раствор гидроксида натрия, при этом образовался осадок ... .

### РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ТЕМУ «РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ, ЕСЛИ ОДНО ИЗ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ ДАНО В ИЗБЫТКЕ»



#### **Вспомните!**

*Вспомните закон сохранения массы веществ.*

Познакомимся с новым типом задач.

### Алгоритм

1. Записать условие задачи.
2. Написать уравнение реакции.
3. Найти по уравнению реакции количество вещества ( $\nu$ ), относительную молекулярную массу ( $M_r$ ), молярную массу ( $M$ ), массу ( $m$ ), объем ( $V$ ) для тех веществ, которые указаны в условии задачи.
4. Найти количество вещества реагирующих соединений и продуктов реакции в соответствии с условием задачи.
5. Вычислить, какое вещество дано в избытке.
6. Вычислить массу, объем, количество вещества по тому веществу, которое дано в недостатке.
7. Записать ответ.

**Задача 1.** Вычислите массу гидроксида меди, образовавшегося при добавлении к раствору сульфата меди (II), содержащего 20 г соли, раствора гидроксида натрия, содержащего 8 г NaOH.

<p>① Дано:</p> <p><math>m(\text{CuSO}_4) = 20 \text{ г}</math></p> <p><math>m(\text{NaOH}) = 8 \text{ г}</math></p> <hr style="width: 100%;"/> <p>И/н:</p> <p><math>m(\text{Cu(OH)}_2) - ?</math></p>	<p>② Решение:</p> <p>Запишем уравнение реакции:</p> $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu(OH)}_2 \downarrow$ <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 15%; vertical-align: top;">③ <math>\nu</math>, моль</td> <td style="width: 15%; text-align: center;">1</td> <td style="width: 15%; text-align: center;">2</td> <td style="width: 15%; text-align: center;">1</td> </tr> <tr> <td style="vertical-align: top;"><math>M</math>, г/моль</td> <td style="text-align: center;">160</td> <td style="text-align: center;">40</td> <td style="text-align: center;">98</td> </tr> <tr> <td style="vertical-align: top;"><math>m</math>, г</td> <td style="text-align: center;">160</td> <td style="text-align: center;">80</td> <td style="text-align: center;">98</td> </tr> </table>	③ $\nu$ , моль	1	2	1	$M$ , г/моль	160	40	98	$m$ , г	160	80	98
③ $\nu$ , моль	1	2	1										
$M$ , г/моль	160	40	98										
$m$ , г	160	80	98										

④  $\nu = \frac{m}{M}$ ;  $\nu(\text{CuSO}_4) = \frac{20}{160} = 0,125 \text{ моль}$ ;

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{8}{40} = 0,2 \text{ моль}$$

⑤ По уравнению видно, что 1 моль  $\text{CuSO}_4$  взаимодействует с 2 моль NaOH. Сколько потребуется  $\text{CuSO}_4$  для взаимодействия с 0,2 моль NaOH? На основании:

1 моль ( $\text{CuSO}_4$ ) : 2 моль (NaOH) =  $x$  моль ( $\text{CuSO}_4$ ) : 0,2 моль (NaOH)

$$x = \frac{1 \cdot 0,2}{2} = 0,1$$

⑥ По условию задачи дано 0,125 моль  $\text{CuSO}_4$ , значит, сульфат меди (0,125 – 0,1 = 0,025 моль) дан в избытке. По-

этому массу продукта реакции ( $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ) определяем по массе  $\text{NaOH}$ , который дан в недостатке.

$$\text{Тогда: } 80 \text{ г } (\text{NaOH}) : 98 \text{ г } \text{Cu}(\text{OH})_2 = 8 \text{ г } \text{NaOH} : x \text{ г } \text{Cu}(\text{OH})_2$$

$$m (\text{Cu}(\text{OH})_2) = 9,8 \text{ г}$$

⑦ Ответ: 9,8 г  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

**Задача 2.** Какой объем (н.у.)  $\text{CO}_2$  выделится при взаимодействии 200 мл 20%-го раствора  $\text{HCl}$  (1,1 г/мл) с содой ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) массой 90 г?

① Дано:

$$V (\text{р-ра}) = 200 \text{ мл}$$

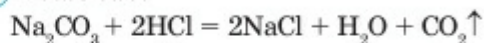
$$\omega (\text{HCl}) = 20\%$$

$$\rho = 1,1 \text{ г/мл}$$

$$m (\text{Na}_2\text{CO}_3) = 90 \text{ г}$$

$$H/n: V(\text{CO}_2) - ?$$

② Решение:



$\nu$ , моль	1	2	1
$M_r$	106	36,5	44
$M$ , г/моль	106	36,5	44
$m$ , г	106	73	44
$V$ , л	-	-	22,4

③ а) Находим массу соляной кислоты в растворе:

$$\omega = \frac{m (\text{р. в-ва}) \cdot 100\%}{m (\text{р-ра})} \quad m (\text{р-ра}) = \rho \cdot V$$

$$m (\text{р. в-ва}) = \frac{\omega \cdot m (\text{р-ра})}{100};$$

$$m (\text{р. в-ва}) = \frac{\omega \cdot \rho \cdot V}{100};$$

$$m (\text{HCl}) = \frac{20 \cdot 1,1 \cdot 200}{100} = 44 \text{ г}$$

б) Находим количество соды, необходимой для взаимодействия с 44 г  $\text{HCl}$ :

$$\nu (\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{90}{106} = 0,85 \text{ моль};$$

$$\nu (\text{HCl}) = \frac{44}{36,5} = 1,2 \text{ моль}$$

④ По уравнению:

1 моль ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) : 2 моль ( $\text{HCl}$ ) =  $x$  моль ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) : 1,2 моль ( $\text{HCl}$ )

$$x = 0,6 \text{ моль}$$

$$0,85 \text{ моль} - 0,6 \text{ моль} = 0,25 \text{ моль } \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ (в избытке).}$$

⑤ Следовательно, объем  $\text{CO}_2$  находим по  $\text{HCl}$  (в недостатке).

$$73 \text{ г (HCl)} : 22,4 \text{ л (CO}_2\text{)} = 44 \text{ г (HCl)} : x \text{ л (CO}_2\text{)};$$

$$x \text{ (CO}_2\text{)} = 13,5 \text{ л (CO}_2\text{)}$$

⑥ Ответ: 13,5 л CO<sub>2</sub>.

При решении задач такого типа удобно пользоваться понятием «**мольный фактор**», который показывает, какое вещество дано в избытке, а какое – в недостатке. Рассчитывают количество, массу, объем продукта реакции по веществу, взятому в недостатке.

**Задача 3.** Сколько литров CO<sub>2</sub> (н.у.) выделится при взаимодействии мрамора массой 20 г со 120 мл 15%-й ( $\rho = 1,075$  г/мл) соляной кислоты?

① Дано:

$$V \text{ (р-ра)} = 120 \text{ мл}$$

$$\rho = 1,075 \text{ г/мл}$$

$$\omega \text{ (HCl)} = 15\%$$

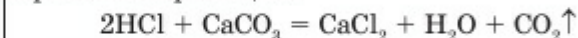
$$m \text{ (CaCO}_3\text{)} = 20 \text{ г}$$

H/н:

$$V_{\text{н.у.}} \text{ (CO}_2\text{)} - ?$$

② Решение:

Уравнение реакции:



$$v, \text{ моль} \quad 2 \quad 1 \quad \quad \quad 1$$

$$M_r \quad 36,5 \quad 100 \quad \quad \quad 44$$

$$M, \text{ г/моль} \quad 36,5 \quad 100 \quad \quad \quad 44$$

$$m, \text{ г} \quad 73 \quad 100 \quad \quad \quad 44$$

$$V, \text{ л} \quad - \quad - \quad \quad \quad 22,4$$

③ Находим массу чистого вещества в растворе HCl:

$$m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V$$

$$m_{\text{р-ра}} = 120 \text{ мл} \cdot 1,075 \text{ г/мл} = 129 \text{ г}$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}}; \quad m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%};$$

$$m \text{ (HCl)} = \frac{15 \cdot 129}{100} = 19,35 \text{ г}$$

④ Для того чтобы найти мольный фактор (МФ), массу веществ, которые даны по условию задачи, делят на массу веществ, необходимых по уравнению реакции.

$$\text{МФ (HCl)} = \frac{19,35}{73} = 0,27$$

$$\text{МФ (CaCO}_3\text{)} = 20/100 = 0,2$$

$$\text{МФ (CaCO}_3\text{)} < \text{МФ (HCl)}$$

⑤ Расчет производим по веществу, взятому в недостатке, т.е. с малым значением мольного фактора.

$$100 \text{ г CaCO}_3 : 22,4 \text{ л (CO}_2\text{)} = 20 \text{ г (CaCO}_3\text{)} : x \text{ л (CO}_2\text{)}$$

$$x = \frac{20 \cdot 22,4}{100} = 4,48 \text{ л CO}_2$$

⑦ Ответ: 4,48 л CO<sub>2</sub>.



### Опорные слова!

Алгоритм, мольный фактор.

## А



- Что нужно сделать, чтобы решить задачу по уравнению реакции?
- Как определить из двух участвующих масс веществ, какая из них дана в избытке?
- Какие соединения образуются при взаимодействии приведенных ниже веществ? Напишите молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций.
 

а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$	д) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
б) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	е) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KCl} \rightarrow$	ж) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
г) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	з) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- Определите массу воды, которая образуется при взаимодействии 5 г H<sub>2</sub> с 5 г O<sub>2</sub>.

Ответ: 5,625 г H<sub>2</sub>O.

## В

- Рассчитайте объем H<sub>2</sub>S (н.у.), выделившегося при взаимодействии сульфида железа (II) массой 200 г, с раствором соляной кислоты, содержащей 150 г HCl.
 

Ответ:  $V(\text{H}_2\text{S}) = 46,03 \text{ л}$ .
- Рассчитайте объем водорода, выделившегося при взаимодействии 30 г цинка с 200 мл 20%-го раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,1 \text{ г/мл}$ ).
 

Ответ: 10,34 л H<sub>2</sub>.
- Если концентрация сульфит-ионов в растворе сернистой кислоты равна  $3 \cdot 10^{-3}$  моль/л и степень диссоциации  $10^{-2}$ , то какова концентрация раствора сернистой кислоты?
 

Ответ:  $C(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,3 \text{ моль/л}$ .
- Масса иона магния 0,22 г в растворе сульфата меди с концентрацией 0,01 моль/л. Какова степень диссоциации этого вещества?
 

Ответ:  $\alpha = 95$ .



## С

1. Определите объем сероводорода, выделившегося при взаимодействии 120 г сульфида свинца с 360 мл 15% -го раствора ( $\rho = 1,075$  г/мл) соляной кислоты.

*Ответ:* 11,25 л.

2. Определите массовую долю кислоты, образованной при растворении газа, выделенного в результате взаимодействия 1,94 г сульфида цинка с 250 мл 20% -го раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,1$  г/мл), в 200 мл воды.

*Ответ:* 3,3%.

3. Рассчитайте концентрацию и массу ионов в растворе сульфата алюминия 0,001 моль/л, если степень диссоциации равна 90%.

*Ответ:*  $C(\text{Al}^{3+}) = 1,8 \cdot 10^{-3}$  моль/л;

$C(\text{SO}_4^{2-}) = 2,7 \cdot 10^{-3}$  моль/л.

4. Определите концентрацию ионов и их массу в 0,001 моль раствора гидроксида бария, если  $\alpha = 85\%$ .

*Ответ:*  $C(\text{Ba}^{2+}) = 8,5 \cdot 10^{-4}$  моль/л;

$m(\text{Ba}^{2+}) = 0,116$  г;  $C(\text{OH}^-) = 1,7 \cdot 10^{-3}$ ,

$m(\text{OH}^-) = 2,89 \cdot 10^{-2}$  г.

## Словарь

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	качественный анализ неорганических соединений	бейорганикалық заттарға сапалық талдау	qualitative analysis of inorganic compounds
2.	качественная реакция	сапалық реакция	qualitative reactions

## СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

### Глава 3

#### §10 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

При проведении химических реакций нужно знать, какие вещества образуются из набора исходных реагентов.



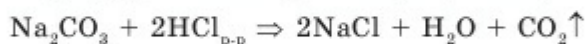
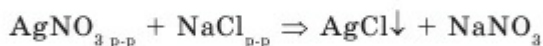
#### Опорные слова!

*Химическая кинетика, скорость химической реакции, гомогенные и гетерогенные реакции*

А также не менее важно знать, насколько быстро протекают химические реакции.

Многие реакции между неорганическими веществами в водных растворах протекают очень быстро, самопроизвольно.

Например:

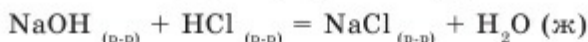
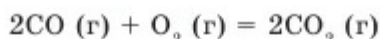


Однако известны очень медленные химические реакции. Экономичная эффективность промышленных процессов во многом связана со скоростью. Учение о скоростях механизмов химических реакций называется *химической кинетикой*. Мы с вами будем рассматривать вопросы касательно только скорости химической реакции, а механизм реакции рассматривается в вузах.

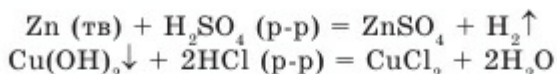
Из курса физики вы знаете, что скорость – это путь, пройденный в единицу времени. Подобно скорости механического движения скорость химической реакции – изменение концентрации (моль) в единицу времени.

Реакции в зависимости от агрегатных состояний участников реакции подразделяются на гомогенные и гетерогенные.

В *гомогенных реакциях* реагирующие вещества находятся в одинаковых агрегатных состояниях (газ + газ, раствор + раствор).



В *гетерогенных системах* реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях, реакция идет на поверхности раздела фаз.



**Скорость химической реакции** измеряется изменением концентрации одного из реагирующих веществ за единицу времени при неизменном объеме системы:

$$v = \frac{c_1 - c_2}{\tau_2 - \tau_1} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

где  $c_1$  и  $c_2$  – концентрации вещества в момент времени  $\tau_1$  и  $\tau_2$ .

В уравнении реакции вещества взаимосвязаны между собой, поэтому по изменению одного вещества можно судить об изменениях концентрации других веществ, участвующих и образующихся веществ. Обычно концентрацию выражают в г/моль, а время – в секундах, тогда единица измерения скорости – моль/л · с.

Например, если исходная концентрация одного из реагирующих веществ составляла 0,5 моль/л, а через 45 секунд от начала реакции она стала 0,3 моль/л, то средняя скорость реакции будет равна:

$$v = \frac{0,5 - 0,3}{45} = \frac{0,2}{45} = 0,0044 \text{ моль/л} \cdot \text{с}$$

Экспериментальное определение скорости не всегда связано с непосредственным измерением концентрации веществ. Для сравнения скорости различных реакций можно следить за ходом реакции по объему выделяющегося газа или наблюдать за появлением или исчезновением осадка, окраски и т.д.

### А



1. Дайте определение скорости химической реакции.
2. Приведите примеры гомогенной и гетерогенной реакций.
3. Допишите вторую часть уравнений реакций:
  - а)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow \dots + \dots$

- б)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \dots$   
 в)  $\dots + \dots \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 г)  $\dots + \dots \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

**В**

1. Реакции протекают с такой скоростью, что за единицу времени образуется:
- в первой реакции 5 г сероводорода;
  - во второй реакции 5 г хлора;
  - в третьей реакции 8 г иодоводорода;
  - в четвертой реакции 3,5 л (н.у.) аммиака;
  - в пятой реакции 0,5 г водорода.
- Определите ряд, где реакции расположены по убыванию скорости протекания.
- Ответ:
- в, б, а, д, г.
  - а, б, в, г, д.
  - д, а, б, г, в.
  - д, г, а, б, в.
  - б, в, г, а, д.
2. Приведите примеры реакций из повседневной жизни, проходящих с разной скоростью.

**С**

1. По каким признакам можно судить о скорости следующих реакций?
- $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
  - $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций.
2. Определите скорость реакции, если концентрация продукта за 20 минут увеличилась на 0,8 моль/л.

Ответ:  $6,67 \cdot 10^{-4}$  моль/л · с.

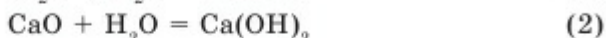
## **§11** ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ. Кроме этого фактора, на скорость влияет условие протекания реакции: концентрация реагирующих веществ, температура, давление (особенно для газообразных

веществ), присутствие катализаторов, примесей и площадь соприкосновения реагирующих веществ.

Далее на примерах обсудим влияние каждого фактора на скорость химической реакции.

**Влияние природы реагирующих веществ.** В качестве примера рассмотрим взаимодействие двух оксидов с водой:



Вы наверняка на практике наблюдали за ходом энергично протекающей второй реакции. Реализация гашения извести сопровождается выделением большого количества теплоты, и образуется гашеная известь.

**Как вы думаете, скорость какой реакции должна быть больше и почему?**

Объяснение можете найти, вспомнив электронное строение двух металлов. Один из них щелочной металл – литий, а второй – щелочноземельный. Химическая активность двух оксидов зависит от активности самих металлов. Отсюда следует, что скорость первой реакции должна быть немного больше второй.

**Влияние концентрации реагирующих веществ.** По молекулярно-кинетической теории, чтобы произошло химическое взаимодействие двух веществ *A* и *B*, их молекулы должны столкнуться. Чем больше столкновений, тем быстрее протекает реакция. Для того чтобы было больше столкновений молекул, в единице объема должно быть больше молекул. Это выражается молярной концентрацией ( $c(x)$  – моль/л).

Для наглядности в один химический стакан на 100 мл нальем 25 мл соляной кислоты с молярной концентрацией 0,1 моль/л, а во второй – такой же объем кислоты, но с концентрацией 0,5 моль/л. И в оба стакана опустим по грануле цинка. Далее рассчитаем, сколько молекул кислоты будет контактировать с молекулами цинка.

*Дано:*

$$V(\text{HCl}) = 25 \text{ мл}$$

$$C_1 = (\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$C_2 = (\text{HCl}) = 0,5 \text{ моль/л}$$

---


$$\text{Н/н: } N_1, N_2 - ?$$

*Решение:*

$$C(\text{HCl}) = \frac{v(\text{HCl})}{V_{\text{р-ра}}}$$

$$v = c(\text{HCl}) \cdot V_{\text{р-ра}}$$

$$N = v \cdot N_A \Rightarrow$$

$$N = C \cdot v \cdot N_A$$

$$N_1 = 0,1 \cdot 0,025 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{21} \text{ молекул,}$$

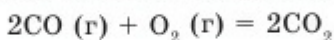
$$N = 0,5 \cdot 0,025 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 7,5 \cdot 10^{21} \text{ молекул.}$$

Из расчета видно, что во втором стакане больше молекул кислоты в единице объема.

**Значит, чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше скорость химической реакции.**

**Влияние давления на скорость химической реакции для газообразных веществ** идентично влиянию концентрации веществ.

При повышении давления объем газов уменьшается, а количество молекул в единице объема соответственно будет увеличиваться. Следовательно, число столкновений молекул будет больше и скорость реакции увеличится.



**Влияние температуры.** Влияние этого фактора на скорость химической реакции тоже объясняется с точки зрения молекулярно-кинетической теории.

Из курса физики вам известно, что при повышении температуры скорость движения молекул увеличивается, а при понижении – уменьшается.

Отсюда следует, что **при повышении температуры скорость химической реакции увеличивается** из-за столкновений молекул с большим запасом кинетической энергии.

**Влияние катализаторов.** По материалам предыдущих классов вам известно, что катализатор ускоряет реакцию. Катализаторы, изменяя скорость реакции, сами не расходуются в процессе их протекания. Это и является самым главным их отличием от реагентов. А процесс, идущий в присутствии катализатора, называется катализом.

Некоторые реакции идут очень быстро. Для замедления этих реакций используются *ингибиторы*.

**Ингибиторы** – это вещества, тормозящие протекание реакции. В процессе реакции ингибитор не расходуется. Ингибиторы широко применяются при полимеризации органических соединений и замедлении коррозии металлов.

**Химические реакции, протекающие в присутствии катализаторов, называются каталитическими.**

Большинство химических реакций протекают под воздействием катализаторов. Каталитическая активность весь-

ма различна, число катализаторов очень велико. Некоторые вещества, которые присутствуют совместно с реагентами, снижают или полностью уничтожают каталитическую активность. Такие вещества называются **каталитическими ядами**. Например, соединения мышьяка, ртути, свинца являются ядами платиновых катализаторов. Поэтому реагенты подвергаются предварительной очистке от этих ядов, а уже отравленные катализаторы в производственных условиях регенерируют.

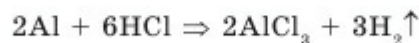
Еще можно отметить, что существуют такие вещества, которые усиливают действие катализаторов в реакции, их называют **проторами**. Они не являются катализаторами. Например, для платиновых катализаторов проторами являются добавки железа, алюминия.

Действие катализаторов **избирательно**, т.е. для каждой реакции имеется свой катализатор.

В химическом производстве роль катализаторов велика. Поиск новых, более совершенных катализаторов будет способствовать повышению производительности труда.

В растительных и животных организмах множество сложных реакций протекает под действием биологических катализаторов. Их называют **ферментами**.

**Влияние площади соприкосновения реагирующих веществ.** Для того чтобы понять влияние этого фактора, рассмотрим взаимодействие алюминия с раствором соляной кислоты в двух вариантах. В первом случае для реакции используется гранула алюминия, а во втором – порошок. В обоих случаях идет одна и та же реакция, но с разной скоростью:



**По какому признаку можно судить о скорости протекания реакции?**

Как вы думаете, какая реакция идет быстрее? Конечно, реакция с порошками алюминия идет с большей скоростью. Это объясняется влиянием площади соприкосновения алюминия с соляной кислотой. Чем мельче раздроблено вещество, тем больше общая площадь соприкосновения с реагентом, и, следовательно, скорость реакции больше.



*Факторы, влияющие на скорость реакции: концентрация, температура, давление (для газообразных веществ), присутствие катализаторов, примесей, площадь соприкосновения реагирующих веществ. Катализ, каталитические реакции, ингибиторы, промоторы, каталитические яды.*

#### А



1. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
2. Какие реакции называются каталитическими?
3. Что такое ингибиторы и промоторы? Как они влияют на скорость реакции?
4. Как повлияет перемешивание растворов реагирующих веществ на скорость химической реакции? И почему?
5. Составьте синквейн к словам «катализаторы» и «ингибиторы»:



#### В

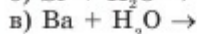
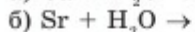
1. Как изменяется объем газообразного вещества при повышении давления? Изменится ли при этом концентрация газа?
2. Сколько молекул содержится:
  - а) в 22 г углекислого газа;
  - б) в 6,72 л (н.у.) водорода;
  - в) в 8 г гидроксида натрия?
3. Объясните влияние на концентрацию расширения объема сосуда, где хранится газообразное вещество.

#### С

1. Почему скорость реакции сильно возрастает с повышением температуры?
2. Дайте объяснение влиянию концентрации реагирующих веществ на скорость реакции.



3. Дайте сравнительную характеристику скорости реакции взаимодействия металлов с водой. Допишите вторые части уравнений реакций:



## Лабораторный опыт №6

### Влияние температуры, концентрации и размера частиц на скорость реакции

**Цель работы:** изучить влияние различных факторов на скорость химической реакции.

**Реактивы и оборудование.** Цинк (гранулы), растворы соляной кислоты, разбавленные водой в следующем объеме: (1 : 2), (1 : 5) и (1 : 10), растворы серной кислоты, разбавленные (1 : 2) и раствор уксусной кислоты, разбавленный (1 : 2).

**Опыт №1.** В две пробирки положите по две гранулы цинка. В каждую пробирку налейте разбавленную серную кислоту (1 : 10). Одну пробирку немного нагрейте, вторую пробирку оставьте для сравнения при комнатной температуре.

**Опыт №2.** В две пробирки положите по две гранулы цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной хлороводородной кислоты (1 : 2 объема), во вторую – 2 мл разбавленной (1 : 2) уксусной кислоты.

**Опыт №3.** В две пробирки положите по две гранулы цинка. В первую налейте 2 мл хлороводородной кислоты (1 : 5), в другую – 2 мл разбавленной (1 : 10) хлороводородной кислоты.

**Опыт №4.** В одну пробирку положите немного порошка железа, во вторую пробирку – в таком же количестве мелкие кусочки железа. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной (1 : 2) хлороводородной кислоты. Сделайте выводы.

### Вопросы и задания

1. Что вы наблюдали в проведенных опытах? Напишите об этом в тетрадях для лабораторных работ.

2. По каждому опыту напишите свои выводы.

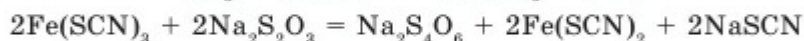
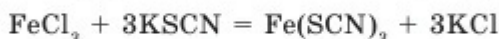


### Практическая работа №3

#### Влияние катализатора на скорость реакции

**Приборы и реактивы.** Две пробирки, пипетки, секундомер; растворы роданида калия (KSCN), хлорида железа (FeCl<sub>3</sub>), сульфата меди CuSO<sub>4</sub>, тиосульфата натрия Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

**Выполнение работы:** в две пробирки налейте по два мл раствора роданида калия и к нему добавьте по каплям раствор хлорида железа. Что наблюдается? В одну пробирку добавьте одну каплю раствора сульфата меди. В обе пробирки внесите по два миллилитра тиосульфата натрия. Растворы обесцвечиваются с различной скоростью. Отметьте время по секундомеру, за которое происходит завершение реакции (обесцвечивания). Обесцвечивание происходит вследствие восстановления железа (III) в железо (II) под действием тиосульфата натрия.



#### Вопросы и задания

1. Какое вещество в данном опыте является катализатором?
2. Катализатор ускоряет или замедляет скорость химической реакции?
3. Как вы это заметили на примере данного опыта?

#### Словарь

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	Химическая кинетика	Химиялық кинетика	Chemical kinethetics
2.	Скорость химической реакции	Химиялық реакцияның жылдамдығы	Chemical reaction rate
3.	Влияние природы реагирующих	Реакция жылдамдығына	Influence of nature, reactive

продолжение:

	веществ на скорость реакции	әрекеттесуші заттар табиғатының әсері	substances on the reaction rate
4.	Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции	Реакция жылдамдығына әрекеттесуші заттар концентрацияларының әсері	The effect of concentration of reactants on the reaction rate
5.	Влияние температуры и размера частиц на скорость реакции	Реакция жылдамдығына температура және бөлшектер мөлшерінің әсері	The effect of temperature and particle size on the reaction rate

## ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Учение о скоростях и механизмах химических реакций называется **химической кинетикой**.

2. **Скорость химической реакции** определяется как изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени при постоянном объеме.

3. Скорость химической реакции зависит от **природы реагирующих веществ и условий её протекания**: концентрации, температуры, присутствия катализатора и давления (для газообразных веществ).

## ОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ

### Глава 4

#### §12

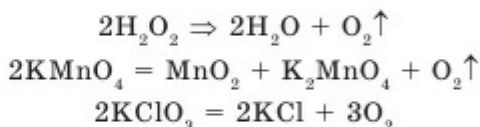
#### ОБРАТИМЫЕ И НЕОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Реакции, идущие в одном направлении, в которых происходят полные превращения исходных реагирующих веществ (хотя бы одного из реагирующих веществ) в конечные продукты, называются **необратимыми**. Примерами необратимых реакций является разложение пероксида водорода, перманганата калия, бертолетовой соли:



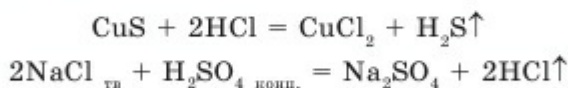
#### **Опорные слова!**

*Обратимые, необратимые реакции, химическое равновесие, равновесные концентрации*

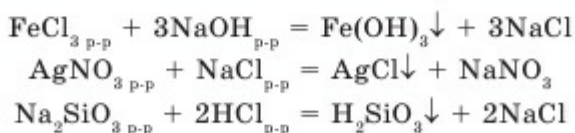


Реакции прекращаются тогда, когда эти вещества полностью разложатся. Необратимых реакций не так много. При выполнении таких условий реакции протекают необратимо:

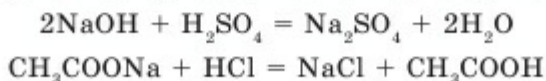
1) в результате реакции образуется газ, который уходит из сферы реакции, например:



2) в результате реакции образуется осадок, например:



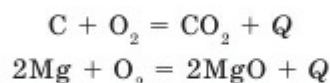
3) образуется малодиссоциированное соединение:



4) реакции, сопровождающиеся выделением большого количества энергии:



*Рис. 6.* Постоянный уровень воды в озере – пример динамического равновесия: испарение воды компенсируется дождями, ручьями, подземными источниками

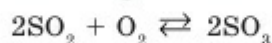


Большинство реакций являются обратимыми.

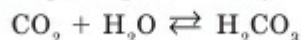
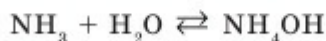
**Обратимыми реакциями** называются реакции, которые одновременно протекают в двух противоположных направлениях.

Примерами обратимых реакций являются следующие:

- синтез аммиака:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
- реакция окисления сернистого газа в серный газ;



- растворение аммиака, углекислого газа в воде:



В уравнениях обратимых реакций вместо знака равенства пишут две стрелки, направленные в противоположные стороны.

Обратимые реакции не доходят до конца. Они заканчиваются установлением химического равновесия.

**Химическим равновесием** называется такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны между собой.



*Рис. 7.* Между осадком вещества и его насыщенным раствором существует химическое равновесие: часть вещества из осадка непрерывно переходит в раствор, а из раствора – в осадок. Количество осажденного вещества и концентрация раствора при этом не меняются

В этом состоянии прямая и обратная реакции не прекращаются. Поэтому подобное состояние системы называется **динамическим**, т.е. **подвижным**.

Концентрации реагирующих веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются **равновесными**. Чтобы при записях отличить равновесные от неравновесных концентраций, их заключают в квадратные скобки.

**Пример.** Рассчитать равновесные концентрации реагирующих веществ по уравнению  $A + 2B \rightleftharpoons D$ , если равновесие наступает при израсходовании 25% вещества  $A$ . Начальные концентрации веществ  $A$  и  $B$  равны по 5 моль/л.

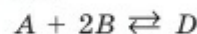
① *Дано:*

$$C(A) = C(B) = 5 \text{ моль/л.}$$

$$\Delta\omega(A) = 25\%$$

Н/н:  $[A], [B], [D], [P] - ?$

② *Решение:*



$$v, \text{ моль} \quad 1 \quad 2 \quad 1$$

③ Расчет равновесной концентрации  $A$ :

а) расчет израсходованной концентрации 5 моль : 100% =  $x$  моль : 25% ;  $x = 1,25$  моль.

$\Delta C(A) = 1,25$  моль/л.  $\Delta C(A)$  – израсходованная концентрация.

$$b) [A] = C(A) - \Delta C(A) = 5 - 1,25 = 3,75 \text{ моль/л.}$$

④ Расчет равновесной концентрации вещества  $B$ :

а) расчет израсходованной концентрации вещества  $B$ .

$$1 \text{ моль } A : 2 \text{ моль } B = 1,25 \text{ моль } A : x \text{ моль } B;$$

$$x = 2,5 \text{ моль};$$

$$\Delta C(B) = 2,5 \text{ моль/л.}$$

$$[B] = C(B) - \Delta C(B) = 5 - 2,5 = 2,5 \text{ моль/л.}$$

5) Расчет равновесной концентрации вещества  $D$ : по уравнению реакции  $\nu(A) - \nu(D) \Rightarrow [D] = \Delta C(A) = 1,25 \text{ моль/л.}$

*Ответ:*  $[A] = 3,75 \text{ моль/л;}$

$[B] = 2,5 \text{ моль/л;}$

$[D] = 1,25 \text{ моль/л.}$

### А



1. Какие реакции называются обратимыми, какие – необратимыми?
2. Приведите по два примера необратимых реакций, идущих с выделением газов и осадков. Составьте полные и сокращенные ионные уравнения реакций.

### В

1. Что такое химическое равновесие?
2. Заполните таблицу следующими уравнениями реакции.
 

а) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$	е) $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$
б) $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$	ж) $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
в) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$	з) $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$
г) $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$	и) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
д) $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	к) $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$

Обратимые реакции	Необратимые реакции

### С

1. Чем отличаются равновесные концентрации веществ от концентрации реагирующих веществ? Как они обозначаются?
2. Рассчитайте исходную концентрацию кислорода по равновесным концентрациям  $[\text{O}_2] = 3 \text{ моль/л, } [\text{O}_3] = 1,5 \text{ моль/л, } 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3$ . Определите, сколько процентов кислорода было израсходовано до установления равновесия.

*Ответ:*  $5,25 \text{ моль/л; } 42,85\%.$

## §13

## ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ – БРАУНА

Когда система находится в состоянии химического равновесия, на нее оказывают влияние следующие факторы:



**Опорные слова!**

*Принцип  
Ле Шателье –  
Брауна*

- концентрация реагирующих веществ ( $C(x)$ );
- температура ( $t^\circ$ );
- для газообразных – давление ( $p$ ).

При изменении одного из этих факторов равновесие нарушается. Изменяются равновесные концентрации всех реагирующих веществ. Это будет продолжаться до тех пор, пока не установится новое равновесие. Такой переход реакционной системы от одного состояния равновесия к новому называется **смещением**, или **сдвигом химического равновесия**.

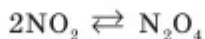
Влияние вышеназванных параметров на сдвиг равновесия определяется общим положением, известным под названием **принцип Ле Шателье – Брауна (1884)**. Формулировка этого принципа:

**Если на равновесную систему оказывается внешнее воздействие ( $C(x)$ ,  $t^\circ$ ,  $p$ ), то равновесие смещается в сторону, где воздействие будет минимальным.**

**Концентрация действует:**

- в направлении продуктов реакции;
- в направлении исходных веществ.

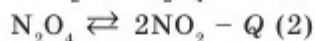
Поясним это на примере следующей реакции:



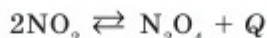
Если увеличить концентрацию диоксида азота, то это воздействие способствует реакции, вызывающей уменьшение концентрации этого вещества, и, следовательно, равновесие сместится вправо. А увеличение концентрации димера ( $\text{NO}_2$ )<sub>2</sub> смещает равновесие влево.

**Влияние температуры** на сдвиг химического равновесия определяется по тепловому эффекту реакции. В любой обратимой реакции, если одно из направлений является экзотермическим, то противоположная сторона будет эндотермической.





Из повседневной жизни вам известны такие эндотермические процессы, как подогрев пищи, воды. Отсюда следует, что повышение температуры благоприятствует протеканию реакции с поглощением теплоты.



Значит, при повышении температуры равновесие сместится влево, т.е. произойдет термическое разложение (при  $+140^\circ\text{C}$ )  $\text{N}_2\text{O}_4$ , а при  $-15^\circ\text{C}$  равновесие практически полностью сместится вправо, происходит димеризация ( $\text{NO}_2$ ) диоксида азота.

**Влияние температуры** на положение химического равновесия подчиняется следующим правилам:

- повышение температуры сместит равновесие в сторону эндотермической реакции;
- понижение температуры сместит равновесие в сторону экзотермической реакции.

**Влияние давления.** Вам известно, что давление ( $p$ ) оказывает влияние на объем ( $V$ ) газообразных веществ. Эти величины обратно пропорциональны, т.е. при повышении давления объем уменьшается, а при понижении – объем увеличивается.

Чтобы определить влияние давления на смещение равновесия, необходимо подсчитать число молей газообразных веществ в левой и правой частях равновесия.

$\nu$ моль,	$2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$	2	1
$V$ , л (н.у.)		44,8	22,4

Поскольку увеличение давления должно благоприятствовать уменьшению объема, то в данном случае равновесие сместится вправо, т.е. в сторону образования  $\text{N}_2\text{O}_4$ . И очевидно, что при уменьшении давления равновесие сместится влево, т.е. в сторону увеличения объема  $\text{NO}_2$ .

Влияние давления на сдвиг равновесия можно сформулировать так:

- при повышении давления равновесие сместится в направлении образования веществ с меньшим объемом;
- при понижении давления равновесие сместится в направлении образования веществ с большим объемом;
- при равенстве объемов исходных веществ и продуктов реакций давление не оказывает никакого влияния на равновесие.

**Катализаторы** одинаково действуют на прямую и обратную реакции, поэтому на смещение равновесия влияние не оказывают. Они способствуют более быстрому установлению химического равновесия.

Принцип Ле Шателье – Брауна позволяет предсказать условия смещения равновесий в нужные направления. Это используется для увеличения выхода необходимого продукта реакции.

### А



1. Как вы понимаете понятие «сдвиг химического равновесия»?
2. Влияет ли катализатор на сдвиг химического равновесия?

### В

1. Как повлияет повышение давления на равновесие следующих реакций?
  - а)  $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{Br}_2 (\text{ж}) \rightleftharpoons \text{HBr} (\text{г})$
  - б)  $\text{CO} (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2 (\text{г})$
2. Как повлияет понижение температуры на равновесие следующих реакций?  
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$

### С

1. Изменение каких параметров ( $p$ ,  $C$ ,  $t$ ) будет способствовать смещению равновесия в сторону образования вещества  $D$ :  
 $AD (\text{тв.}) \rightleftharpoons A (\text{тв.}) + D (\text{г})$ ?
2. Как надо изменить концентрацию, давление и температуру, чтобы сместить равновесие в сторону образования вещества  $A$ ?  
 $A (\text{г}) \rightleftharpoons B (\text{г}) + D (\text{г}) - Q$



## Лабораторный опыт №7

### Смещение химического равновесия

**Цель работы:** изучить влияние температуры и концентрации веществ на смещение химического равновесия.

**Реактивы и оборудование:** хлорид железа (III)  $\text{FeCl}_3$  конц. раствор, ацетат натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  (2 моль/л), дистиллированная вода, фенолфталеин, соляная кислота  $\text{HCl}$  (1:1), пробирки, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

**Ход работы.**

**Опыт 1. Влияние концентрации на смещение равновесия.**

Налейте в пробирку немного концентрированного раствора хлорида железа и добавьте в него по каплям дистиллированную воду до помутнения раствора.

Напишите уравнение реакции гидролиза соли по первой ступени.

Затем к этому мутному раствору прилейте соляной кислоты до исчезновения помутнения.

Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.

**Опыт 2. Влияние температуры на смещение химического равновесия.**

К раствору ацетата натрия прилейте 1–2 капли фенолфталеина. Заметьте интенсивность окраски. Половину полученного раствора отлейте в другую пробирку и оставьте для сравнения. Вторую часть раствора нагрейте до кипения. Как меняется интенсивность окраски? Охладите раствор и сравните его с контрольным образцом. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям. Каков тепловой эффект реакции гидролиза ацетата натрия?



### Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакции получения двух солей  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , взаимодействие кислот и оснований. Составьте полные и сокращенные ионные уравнения.

2. С помощью каких индикаторов можно было определить реакцию среды гидролиза хлорида железа (III)?

### Словарь

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	обратимые реакции	қайтымды реакциялар	reversible reactions

продолжение:

2.	необратимые реакции	қайтымсыз реакциялар	irreversible reactions
3.	химическое равновесие	химиялық тепе-теңдік	chemical equilibrium
4.	смещение химического равновесия	химиялық тепе-теңдіктің ығысуы	chemical equilibrium shift
5.	принцип Ле Шателье – Брауна	Ле Шателье–Браун ұстанымы	brown Le Shatelier principle

## ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Реакции бывают **обратимыми** и **необратимыми**.
2. При химическом равновесии скорости прямой и обратной реакций равны между собой.
3. При изменении одного из факторов (концентрация, температура, давление) равновесие нарушается и устанавливается новое равновесие. Переход реакционной системы, находящейся в состоянии равновесия, к новому состоянию называется **смещением**, или **сдвигом химического равновесия**.
4. Направление смещения химического равновесия определяется принципом Ле Шателье – Брауна.

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

### Глава 5

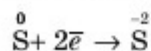
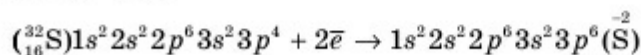
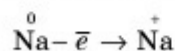
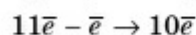
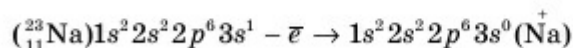
#### §14 СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

Полностью разгадать тайны строения веществ невозможно, так как взаимодействующие атомы имеют очень малые размеры, а все процессы протекают с очень большой скоростью. Поэтому, чтобы представить происходящее внутри веществ, используют упрощенные схемы-модели.

Рассмотренные нами понятия: «электроотрицательность», «металлические и неметаллические свойства элементов» сводились к присоединению или к отдаче электронов атомами. Электрон, который движется вокруг ядра, обладает волновыми свойствами. Поэтому полный переход электрона от одного атома к другому практически невозможен. По этой причине над знаками элементов ставят **условные заряды**, или **степени окисления**.

**Степенью окисления называется условный заряд атома в соединении, вычисляемый исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов.**

Например, атом натрия отдает один электрон, который находится на внешнем энергетическом уровне, проявляя металлические свойства. А сера принимает два электрона, завершая свой внешний энергетический уровень (проявляет неметаллические свойства).



Степень окисления обозначается арабскими цифрами со знаками «+» или «-» и ставится над знаком элемента. Степень окисления может быть нулевой (у атомов элементов в простых веществах), положительной (у атомов металлов и неметаллов) и отрицательной. В неметаллах значение степени окисления зависит от электроотрицательности элементов в составе какого-либо вещества.

Электроотрицательность элемента натрия составляет 0,9, а серы – 2,5, поэтому при образовании соединения электроны будут смещены от атома натрия к атому серы.

При составлении химических формул на первое место ставят символ менее электроотрицательного элемента, а более электроотрицательного – на второе место (исключением является аммиак ( $\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_3}$ )).

$+1 -2$	$+4 -2$	$+3 -2$	$+6 -2$	$+4 -2$	$+1 -2$	$+2 -1$
$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{S}_3$	$\text{SO}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{OF}_2$
0,9 2,5	1,8 3,5	2,2 2,5	2,5 3,5	2,5 3,5	2,1 2,5	3,5 4,0

**Следует помнить, что в химических соединениях:**

1. Степень окисления элементов IA-группы и водорода равна +1 (кроме гидридов металлов  $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$  и др.).
2. Степень окисления элементов IIА-группы всегда равна +2.
3. Степень окисления элемента алюминия всегда равна +3.
4. Степень окисления кислорода в основном равна –2 (кроме  $\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2$ ,  $\text{H}_2\overset{-1}{\text{O}}$ ).
5. Степень окисления фтора всегда равна –1.

Степень окисления – величина условная, но по ней можно, во-первых, составить химические формулы соединений. Во-вторых, предугадать поведение элемента в окислительно-восстановительных реакциях (будут рассмотрены в следующих параграфах).

Теперь определим степени окисления элементов в соединениях, используя электронные формулы атомов и сравнивая их электроотрицательности.

Например, фосфор по отношению к кислороду менее электроотрицателен (электроотрицательность  $P = 2$ , электроотрицательность  $O = 3,5$ ), на внешнем электронном уровне он содержит пять электронов. Следовательно, оксид фосфора имеет формулу  $P_2O_5$ , степень окисления фосфора в данном соединении  $+5$ , а кислорода  $-2$ . Молекула любого вещества электронейтральна, поэтому алгебраическая сумма степеней окисления элементов всегда равна нулю.

### Алгоритм определения степени окисления элементов

1. Над формулами элементов в веществах указываем известное значение степени окисления. Искомое значение степени окисления обозначается  $x$ .

2. Составляем алгебраическое уравнение с одним неизвестным.

3. Решаем уравнение.

4. Найденное значение степени окисления записываем над знаком элемента.

Например:

$x - 2$		$+4 - 2$
$SiO_2$	$x + 2 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +4$	$SiO_2$
$+1 x - 2$		$+1 + 5 - 2$
$H_3PO_4$	$(+1) \cdot 3 + x + 4 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +5$	$H_3PO_4$
$+1 x - 2$		$+1 + 5 - 2$
$NaNO_3$	$+1 + x + 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +5$	$NaNO_3$

### А



1. Сравните электронное строение частиц, определите различия.

0      +3      0      -1  
а) Al - Al;    б) Cl - Cl

2. Определите направление смещения электронной плотности в парах элементов: C - N; N - O. Составьте формулы и укажите степени окисления элементов.

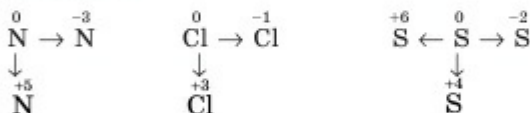
3. У какого из элементов в приведенных парах более выражены металлические свойства: Na - Mg; Mg - Al; Al - Si?

**В**

1. Как изменится значение атомных радиусов в направлениях Ве – Ва, Ве – F?
2. Определите более электроотрицательные элементы в следующих парах: Mg – Cl, К – F. Объясните с точки зрения электронного строения атомов.
3. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: HCl, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, MgO, H<sub>3</sub>P, H<sub>2</sub>O.

**С**

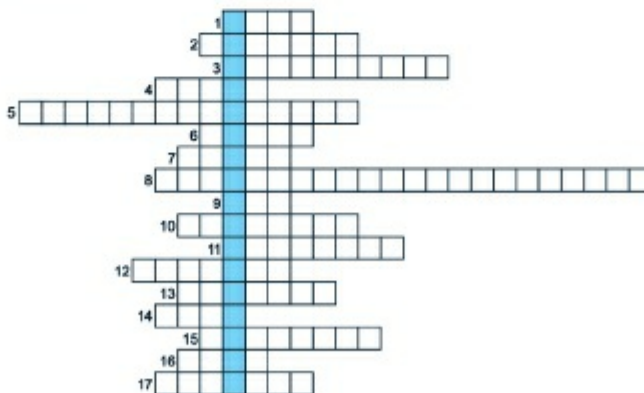
1. Определите степени окисления кислотообразующих элементов и назовите соединения: H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.
2. Составьте графические формулы кислот, перечисленных в задании 1.
3. В нижней части Периодической системы даны общие формулы оксидов элементов в высших валентностях и формулы водородных соединений неметаллов. Какой вывод можно сделать о степенях окисления неметаллов в кислородных и водородных соединениях?
4. В какой паре элементов связь более полярна?  
Na – P, Na – S, Na – Si.
5. Напишите электронные уравнения для следующих превращений:



**Играем, думаем, учимся!**

1-е по вертикали – ключевое словосочетание.

При правильном решении вы получите определение вида атомов.





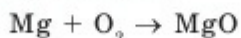
1. Желтовато-зеленый удушливый газ.
2. Соединения, содержащие атомы водорода, способные замещаться на металлы.
3. Элемент, названный в честь создателя Периодического закона.
4. Элемент под атомным номером 3 в Периодической системе.
5. Решетка, в узлах которой структурные единицы закономерно повторяются.
6. Элемент, названный в честь римской богини Луны.
7. Величина, характеризующая материю.
8. Способность атома оттягивать электронную плотность на себя.
9. Элемент с относительной атомной массой 127.
10. Нейтральные частицы в ядре атома.
11. Отрицательно заряженная частица, вращающаяся вокруг ядра атома.
12. Часть элементов в Периодической системе, способных быть восстановителями и имеющих металлический блеск, ковкость и т.д.
13. Вид атомов.
14. В переводе с греческого он «неделимый».
15. Элемент, названный в честь римского бога морей.
16. Катионы и анионы одним словом.
17. Элементы, имеющие разное число нейтронов в ядре, но с одинаковым ядерным зарядом.

**§15****ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. МЕТОД ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА**

Вам уже известно, что химические реакции происходят в результате столкновения атомов. При этом взаимодействуют только электронные оболочки атомов, ядра атомов не затрагиваются.

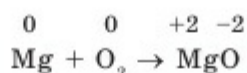
Рассмотрим горение магниевой ленты.

1. Составляем схему реакции:



В результате реакции магний окисляется, образуется порошок белого цвета – оксид магния. А что происходит с электронным строением элементов, участвующих в реакции?

2. Определяем степени окисления элементов в молекулах исходных веществ продуктов реакции. Подчеркиваем символы элементов, которые изменяют степени окисления в ходе реакции.

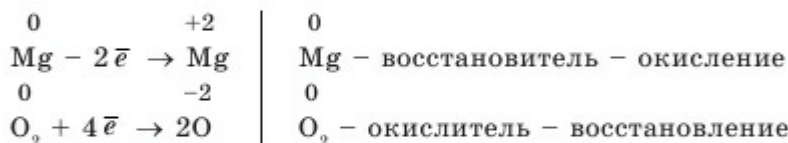


Реакции, идущие с изменением степеней окисления атомов элементов, называют окислительно-восстановительными (ОВР).

Изменение степени окисления происходит в процессе перемещения электронов. В данном примере магний отдает два электрона (валентных), а кислород принимает два электрона, недостающих до завершения внешнего энергетического уровня.

**Частицы (молекулы, атомы, ионы), которые отдают электроны, называются восстановителями, они окисляются. Частицы, которые принимают электроны, называются окислителями, в результате реакции они восстанавливаются.**

3. Составляем уравнения процессов окисления и восстановления:



Такая запись называется **электронным уравнением окислительно-восстановительной реакции**.

Восстановители, отдавая свои электроны, повышают степень окисления, а окислители уменьшают, потому что электрон имеет отрицательный заряд.

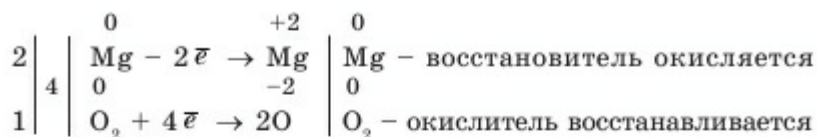
**Окисление невозможно без протекающего одновременно с ним восстановления, а восстановление невозможно без одновременного окисления другого вещества.**

**Метод электронного баланса.** Как и при любом процессе, протекающем в природе, при реакциях окисления и восстановления сохраняется баланс. В его основе лежит следующее правило:

**Общее число электронов, отданных восстановителем, должно равняться общему числу электронов, принятых окислителем.**

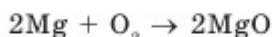
4. Находим множитель для уравнений процессов окисления и восстановления, при умножении на который числа отданных и присоединенных электронов будут равны.

Так как наименьшим общим кратным чисел 2 и 4 является 4 ( $4 : 2 = 2$ ;  $4 : 4 = 1$ ), то уравнение процесса окисления нужно умножить на 2.



Из приведенной схемы видно, что два атома магния отдают четыре электрона, а молекула кислорода принимает четыре электрона, т.е. сохраняется **электронный баланс**.

5. Найденные множители запишем как коэффициенты перед формулами веществ, которые содержат элементы, участвующие в процессах окисления и восстановления.

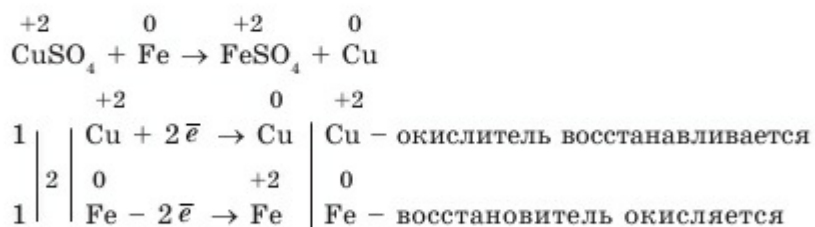


6. Если в уравнении реакции есть атомы элементов, которые не изменяют степени окисления, то уравнивают их числа.

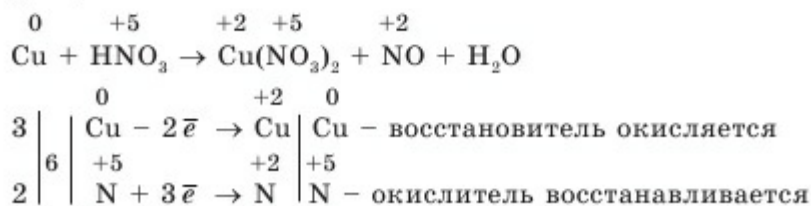
7. Число атомов водорода и кислорода уравнивают в последнюю очередь.

На примере этой реакции дан алгоритм составления ОВР. При составлении уравнений ОВР вам всегда следует соблюдать этот порядок действий.

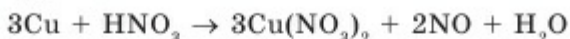
Рассмотрим еще одну реакцию: замещение меди железом.



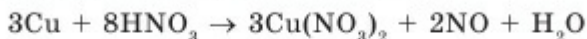
Приведем более сложный пример. При взаимодействии меди с разбавленной азотной кислотой реакция выражается следующей схемой:



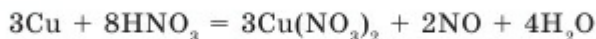
Часть атомов азота в азотной кислоте перешла в состав соли нитрата меди (II), не изменяя степени окисления. В таких случаях расстановку коэффициентов начинают с правой стороны.



Теперь подсчитаем число атомов азота. В правой части уравнения их 8, следовательно, перед формулой азотной кислоты надо поставить коэффициент 8.



После этого легко установить число образовавшихся молекул воды: в левой части уравнения число атомов водорода 8, следовательно, перед формулой воды нужно поставить коэффициент 4.



После этого проверяется правильность расстановки коэффициентов путем подсчета атомов кислорода (24) и водорода (8) в обеих частях уравнения.

Процессы окисления-восстановления имеют большое значение. Кроме горения и гниения, все биологические процессы, протекающие в организмах животных и растений, представляют собой реакции окисления-восстановления. В основе получения металлов и неметаллов, производства строительных материалов, минеральных удобрений лежат окислительно-восстановительные реакции.

#### А



- Укажите, какие из приведенных реакций являются окислительно-восстановительными, определите типы реакций.
 

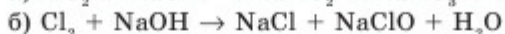
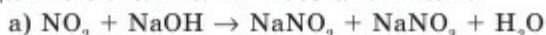
а) $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$	г) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
б) $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	д) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
в) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$	е) $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- Может ли реакция обмена быть окислительно-восстановительной?
- Чему равна степень окисления серы в следующих соединениях:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?

#### В

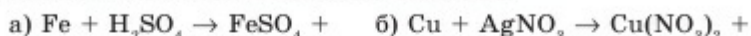
- Укажите окислитель и восстановитель в следующих реакциях:
 

а) $\text{Br}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{KBr} + \text{I}_2$ ;	б) $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HBrO}_3$ .
--	--

2. Может ли молекула одного вещества быть и окислителем, и восстановителем? Найдите ответ на этот вопрос, выполнив следующее задание: расставьте коэффициенты в ОВР, определите окислитель и восстановитель.



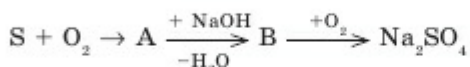
3. Составьте полные уравнения реакций:



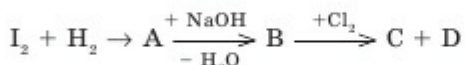
Назовите окислитель и восстановитель в ОВР.

### С

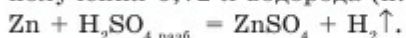
1. Определите вещества *A* и *B*, подберите коэффициенты в ОВР методом электронного баланса.



2. Определите вещества *A*, *B*, *C*, *D* и подберите коэффициенты в ОВР методом электронного баланса.



3. Рассчитайте массу восстановителя, необходимого для получения 6,72 л водорода (н.у.), по уравнению:



### Словарь

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	степень окисления	тотыгу дәрежесі	degree of oxidation
2.	окисление	тотыгу	oxidation
3.	восстановление	тотықсыздану	reduction
4.	окислительно-восстановительные реакции	тотыгу – тотықсыздану реакциялары	redox reactions

*продолжение:*

5.	метод электронного баланса	электрондық баланс тәсілі	electronic balance method
6.	окислитель восстанавливается	тотықтырғыш тотықсызданады	the oxidant is reduced
7.	восстановитель окисляется	тотықсыздандырғыш тотығады	the reducing agent is oxidized

### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. **Степенью окисления** называется условный заряд атома, который приписывают химическим элементам, составляющим вещество, исходя из того, что одни атомы отдают, а другие присоединяют электрон в зависимости от значения их электроотрицательности.

2. Частицы, которые отдают электроны, называются **восстановителями**, они **окисляются**. Частицы, которые принимают электроны, называются **окислителями**, они **восстанавливаются**.

3. Метод, в основе которого лежит правило: «Общее число электронов, отданных восстановителем, должно равняться общему числу электронов, принятых окислителем», называется **методом электронного баланса**.

## МЕТАЛЛЫ И СПЛАВЫ

### Глава 6

#### §16 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ



##### **Вспомните!**

*Где расположены металлы в Периодической системе? Какие металлы вы знаете? Назовите их общие свойства. Дайте общую характеристику металлов.*

Сейчас нам трудно представить, что произошло бы с окружающим миром, если бы вдруг исчезли металлы. Не будь железа – мы остались бы без автомобилей и поездов, стальных мостов и рельсов, железобетонных конструкций; без меди сократился бы ассортимент электротехнической продукции (компьютеры, смартфоны, телевизоры и т.д); без алюминия немыслимы сегодня авиация и освоение космического пространства. Мир металлов необычайно богат и интересен.

В цивилизованном мире нас окружает огромное количество самых разнообразных изделий из металла. Никакая человеческая деятельность не обходится без использования металлов: строительство жилья, производство пищевых продуктов, возделывание земли, легкая промышленность.

С древних времен люди использовали металлы, которые встречаются в природе в самородном виде. Сегодня потребность в металлах настолько велика, что человеку пришлось освоить способы получения металлов из их соединений. В чем же отличие металлов от других веществ?



##### **Опорные слова!**

*Классификация металлов по плотности, цвету, электропроводимости, плавкости; металлическая решетка, металлическая связь, тяжелые и легкие металлы; цветные и черные металлы; легко- и тугоплавкие металлы*

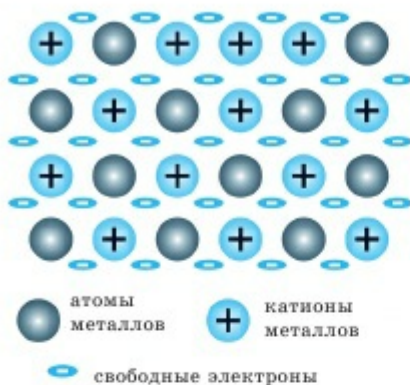


Рис. 8. Металлическая связь

Большинство химических элементов являются металлами.

К металлам относятся  $s$ -элементы I и II групп – это щелочные и щелочноземельные элементы, а также элементы главной подгруппы III группы (кроме бора) и все  $d$ -элементы.

Бор имеет маленький радиус атома и всего три электрона на последнем энергетическом уровне, которые сильно притягиваются к ядру. Поэтому бор является слабым восстановителем и проявляет неметаллические свойства.

К  $d$ -элементам относятся элементы побочных подгрупп.

Если в периодической системе провести диагональ от бора к астату, то ниже диагонали все элементы также являются металлами.

Радиусы атомов металлов больше, чем у неметаллов, число электронов на внешнем энергетическом уровне обычно меньше. Поэтому, легко отдавая наружные электроны более электроотрицательному элементу, металлы обычно образуют ионные и металлические связи (рис. 8). Степени окисления у металлов всегда положительные, они сильные восстановители.

По периодам слева направо радиусы атомов у металлов уменьшаются, а число электронов на внешнем энергетическом уровне увеличивается, что приводит к ослаблению металлических свойств. А по группам металлические свойства



Рис. 9. Образцы металлов: 1 – литий, 2 – натрий, 3 – калий



усиливаются сверху вниз вследствие увеличения радиусов атомов. В узлах кристаллических решеток металлов расположены атомы и ионы металлов, в объеме металлов имеются свободные электроны, которые образуют металлическую связь (рис. 8). Металлы хорошо проводят электрический ток и теплоту, в электрическом поле свободные электроны приобретают направленное движение. С повышением температуры электрическая проводимость и теплопроводность металлов уменьшаются из-за усиления беспорядочного движения электронов.

Удивительны и разнообразны свойства металлов. Металлы встречаются в **твердом** и **жидком** (ртуть) состоянии. Для всех металлов характерен металлический блеск. В газовом состоянии они теряют свои характерные свойства. По плотности металлы делятся на **легкие** ( $\rho \leq 5 \text{ г/см}^3$ ) и **тяжелые**; по цвету – на **черные** и **цветные**; по температуре плавления – на **легкоплавкие** (щелочные), плавящиеся при температуре ниже  $1000^\circ\text{C}$ , и **тугоплавкие**, плавящиеся при температуре выше  $1000^\circ\text{C}$  (рис. 10, 11).

В технике сплавы на основе железа и само железо относятся к черным металлам, а все остальные металлы – к цветным. Цветные металлы по разным признакам делятся на подгруппы: тяжелые (Cu, Zn, Pb, Hg), легкие (K, Na, Mg,



Рис. 10.  
Магний применяется  
в фейерверках



Рис. 11. Титановые плиты

Al), редкие (Li, Rb, Cs, Be, MO, W, Zr, Hf, V, Nb, Ta), редкоземельные (Se, Y, La и лантаноиды), рассеянные (Ga, In, Te, Ge), благородные (Au, Ag, Pt, Pd, Rh, Ir, Ru, Os) и радиоактивные (Ra, T, U, Ac и актиноиды).

Проблема окружающей среды в значительной мере связана с отрицательным воздействием металлов и их соединений.

Любой металл, поступивший тем или иным путем в организм, довольно быстро проникает в кровь. Из крови ионы металлов переходят во внутренние органы. Обычно органами максимального накопления металлов в организме являются печень, почки и костная система.

Все металлы по степени токсичности можно разделить на три группы:

1. Высокотоксичные металлы: Hg, U, Cd, Cu, Te, V, Be, Zn, Ns, Bi.

2. Умеренно токсичные металлы: Mn, Cr, Pd, Os, Ba, Zr, Sn, Co, Ga, Mo, Sc, Sr, Ru, Ro, La и лантаноиды.

3. Малотоксичные металлы: Al, Te, Ge, Ca, Mg, Cs, Rb, Li, Ti, Na. Установлено, что чем выше валентность, тем сильнее токсичность металла.

Если одновалентные металлы действуют в основном на капилляры сосудов, двухвалентные – на сердечную деятельность, то трех- и четырехвалентные – на вазомоторные центры.

**Таблица 8. Распространение соединений металлов на территории Казахстана**

Металл	Соединения металлов	Местонахождение
Кальций	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфорит $\text{CaF}_2$ – флюорит	Жамбылская область Каратау Актюбинская область Мангыстау
Алюминий	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – полевой шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ – ортоклаз	Костанай, Торгай Актюбинская область Павлодарская область
Железо	$\text{Fe}_2\text{O}_3$ – красный железняк $\text{Fe}_3\text{O}_4$ – магнитный железняк $\text{FeS}_2$ – пирит $\text{FeCO}_3$ – сидерит	Костанай, Торгай Соколовско-Сарыбайское месторождение

Металлы – активные элементы, поэтому в основном встречаются в виде соединений: оксидов, сульфидов, галогенидов, сульфатов, карбонатов, фосфатов и т.д. (табл. 8). Металлы не образуют летучих водородных соединений.



### Запомните!

- *Магний участвует в образовании костей и улучшает работу нервных тканей. Суточная потребность в магнии для человека составляет 400 мг. Магний содержится в хлебе, овсяных хлопьях, молочных продуктах, орехах. Поэтому овсяная каша – лучший завтрак.*
- *Золотая и серебряная посуда обладает бактерицидным свойством. 1–2%-й раствор нитрата серебра применяют в офтальмологии, 0,06%-й раствор – для лечения хронического гастрита.*
- *Ляписный карандаш  $m(\text{AgNO}_3) : m(\text{KNO}_3) = 1 : 2$  используют для удаления бородавок.*
- *В организме человека (в крови и клетках) содержится 250–300 г поваренной соли, ежедневно с пищей поступает 10–15 г. Употребление большого количества  $\text{NaCl}$  вредно для организма, особенно для больных с почечной недостаточностью. Содержание соли в организме не должно превышать 5 г/кг массы тела.*
- *В крови содержится 0,9%  $\text{NaCl}$ , концентрация физиологического раствора такая же, поэтому он применяется для временного замещения плазмы крови.*
- *Ионы  $\text{Na}^+$  содержатся в плазме крови и лимфе, находятся на поверхности оболочки клетки.*
- *В организме человека содержится 175 г калия, суточная потребность – 4 г. Ионы калия  $\text{K}^+$  находятся внутри клетки.*

### А



1. У каких металлов более выражены металлические свойства и почему?
2. Как изменяются металлические свойства по периодам?
3. Какую роль играют металлы в окислительно-восстановительных реакциях?

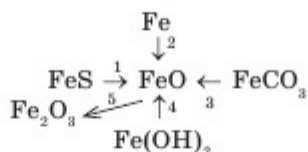
### В

1. Напишите формулы оксидов и гидроксидов элементов IA- и IIA-групп Периодической системы и сравните их свойства.

2. Сравните электронные конфигурации атомов и ионов Na, Ca, Fe, Cu.

**С**

1. Напишите уравнение реакции получения оксида железа (II) по этой схеме:



Составьте электронное уравнение для окислительно-восстановительных реакций.

2. Рассчитайте объем водорода (н.у.), который выделится при взаимодействии цинка с 0,5-молярным раствором 250 мл соляной кислоты.

Ответ: 1,4 л.

**§17 ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ**



**Вспомните!**

Какие металлы проявляют более выраженные металлические свойства и почему? Как изменяются металлические свойства элементов по группам и периодам?

Будучи активными элементами, металлы взаимодействуют с простыми и сложными веществами (табл. 10).

**1. С простыми веществами:**



**Опорные слова!**

Химические свойства металлов, гидриды, активность металлов

1) реакция горения:

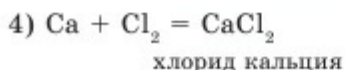
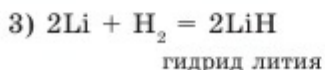
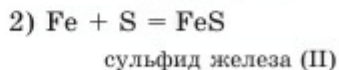
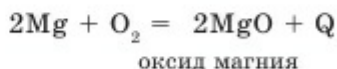


Таблица 9. Свойства металлов

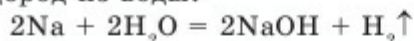
Ряд активности металлов	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
Свойства	<p>Восстановительные свойства ослабевают</p> <p>Окислительные свойства в этом направлении увеличиваются</p> <p>Коррозионная устойчивость возрастает</p>																
1. Восстановительные свойства металлов.																	
2. Окислительные свойства ионов металлов.																	
3. Коррозионная устойчивость																	
4. Отношение к воде	$\text{Me} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Me}(\text{OH})_x + \text{H}_2 \uparrow$ (Li — Ca)			$\text{Me} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Me}_x\text{O}_y + \text{H}_2 \uparrow$ (Mg — Pb)			$\text{Me} + \text{H}_2\text{O} \not\rightarrow \text{Me} + \text{H}_2 \uparrow$ (Cu — Au)										
5. Отношение к кислотам	$\text{Me} + \text{H}_x\text{R} \rightarrow \text{Me}_x\text{R}_y + \text{H}_2$																
а) HNO <sub>3</sub>	При взаимодействии с азотной кислотой, независимо от концентрации, не выделяется водород																
б) HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	При взаимодействии металлов с азотной и серной кислотами продуктами реакции зависят от концентрации кислоты и химической активности металлов																
6. Отношение к солям	$\text{Me}(1) + \text{Me}_x(2)\text{R}_y \rightarrow \text{Me}_x(1)\text{R}_y + \text{Me}(2)$																
7. Распространение в природе	Встречаются в виде соединений												Встречаются в виде соединений и свободном состоянии				

Таблица 10. Свойства соединений металлов

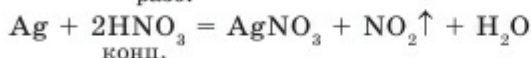
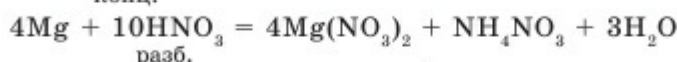
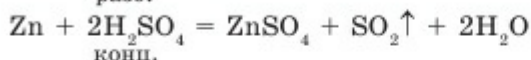
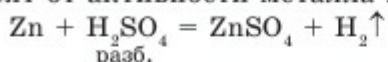
Свойства веществ	Ряд активности		Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
	1. Свойства оксидов	H <sub>2</sub> O	$\text{Me}_x\text{O}_y + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Me}(\text{OH})_x$												$\text{Me}_x\text{O}_y + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$				
2. Свойства гидроксидов	t°	$\text{Me}_x\text{O}_y \xrightarrow{t^\circ}$ не разлагаются													$\text{Me}_x\text{O}_y \xrightarrow{t^\circ}$				
3. Свойства солей а) нитратов;	H <sub>2</sub> O	в воде растворяются (щелочи)													в воде не растворяются				
б) гидролиз	t°	термически устойчива													$\text{Me}(\text{OH})_x \xrightarrow{t^\circ}$ MeO + H <sub>2</sub> O (Mg — Cu)				
	t°	$\text{MeNO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$ MeNO <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> ↑													$\text{Me}_x(\text{NO}_{3y}) \xrightarrow{t^\circ}$ Me <sub>x</sub> O <sub>y</sub> + NO <sub>2</sub> ↑ + O <sub>2</sub> ↑ (Mg — Cu)				
	Сильных кислот	не гидролизуются, среда нейтральная													гидролизуются, среда кислая				
	Слабых кислот	гидролизуются среда щелочная													полный гидролиз, среда слабощелочная или слабокислая				

**2. Со сложными веществами:**

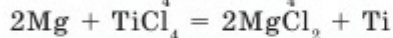
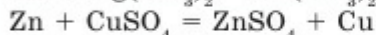
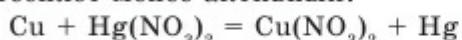
1) щелочные и щелочноземельные металлы вытесняют водород из воды:



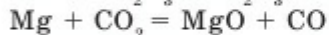
2) при взаимодействии с кислотами продукты реакции зависят от активности металла и концентрации кислоты:



3) при взаимодействии с солями более активный металл вытесняет менее активный:



4) взаимодействуют с оксидами:



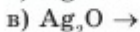
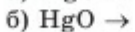
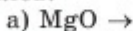
Металлы взаимодействуют также и с органическими веществами. Подробно вы ознакомитесь с этим в курсе органической химии.

**A**

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водой Ca, Hg.
2. Как изменяется отношение к воде оксидов следующих металлов?

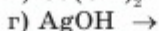
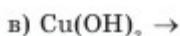


3. Объясните отношение к нагреванию оксидов следующих металлов.

**B**

1. Охарактеризуйте отношение данных гидроксидов к нагреванию:





2. Объясните взаимодействие с кислотами данных металлов: Zn, Mg, Al, Fe, Cu (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> разб.).

## С

1. Какие из приведенных реакций практически осуществимы?
- а)  $\text{Ag} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$   
 б)  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow$   
 в)  $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow$   
 г)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} \rightarrow ?$
2. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу: NaCl, AlCl<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, AgNO<sub>3</sub>?  
 Напишите уравнения реакций гидролиза.

## §18 СПЛАВЫ МЕТАЛЛОВ

В настоящее время металлы в чистом виде не удовлетворяют растущие потребности научно-технического прогресса, поэтому применяются их сплавы. Сплавами называют



### Опорные слова!

*Сплав, дюралюминий, латунь, бронза, мельхиор, чугуны, сталь*

системы, состоящие из двух и более металлов. Свойства сплавов отличаются от исходных компонентов. Сплавы получают смешиванием расплавленных металлов.

Первый сплав, полученный человеком еще в древности, – это бронза. Бронза, давшая название целой исторической эпохе – бронзовому веку, представляет собой сплав меди и олова.

Ни олово, ни медь не обладают твердостью, однако их сплав приобретает высокую твердость. Обычно в сплавах свойства одного металла удачно дополняют свойства другого.

С каждым годом расширяются масштабы производства и потребления практически всех промышленных металлов. Ученые создают множество новых металлических материалов.

Сочетая различные металлы, можно получить сплавы с заданными свойствами.

**I. Сплавы на основе алюминия:** например, дюралюминий (94% Al, 4% Cu, 0,5% /Mg, Mn, Fe, Si/) применяется в авиа- и машиностроении.



II. Сплавы на основе магния: например, электрин – Mg (5–30%), Zn, Mn, Cu – находят применение в ракетно- и машиностроении. Это легкообрабатываемый крепкий сплав.

III. Сплавы на основе меди:

латунь (Cu, Zn) – 20–80% Cu, 80–20% Zn;

бронза (Cu, Sn) – 90% Cu, 20% Sn;

нейзильбер – 80% Cu, 20% Ni;

мельхиор – 50% Cu, 25% Ni, 25% Zn.

Самое широкое применение находят *чугун* и *сталь* (табл. 11).

**В чем заключается суть этого производства в двух словах?**

Суть дела в том, чтобы освободить железо из его химического «плена». Средством для этого является уголь (кокс), он отнимает кислород из оксидов железа.

Эти сплавы используются для изготовления медицинско-го оборудования и ювелирных изделий.

**Таблица 11. Сравнительная характеристика чугуна и стали**

	Чугун	Сталь
Состав	Чугун – это сплав на основе железа, содержащий углерод более 2,06% с включением примесей Si, Mn, P, S и др.	Сталь – это сплав на основе железа с содержанием углерода от 0,02 до 2,06%
Виды	1) Перепельный чугун – быстро застывающий сплав, богатый Mn. 2) Литейный чугун – медленно застывающий сплав, богатый Si. 3) Чугун по степени графитизации: <ul style="list-style-type: none"> <li>• серый – C в виде графита;</li> <li>• белый – C в виде цемента Fe<sub>3</sub>C</li> </ul>	1) Нелегированные стали, содержат наряду с углеродом $\omega(\text{Si}) < 0,5\%$ , $\omega(\text{Mn}) < 0,8\%$ , $\omega(\text{P}) < 0,09\%$ , $\omega(\text{S}) < 0,06\%$ . 2) Низколегированные стали $\omega(\text{лег. прим}) < 5\%$ . 3) Высоколегированные стали $\omega(\text{лег. прим}) > 5\%$
Применение	Перепельный чугун – для получения стали и ковкого чугуна. Литейный чугун – в чугунолитейном производстве	Нелегированные стали – конструкционный материал. Низколегированные стали – инструментальные материалы. Высоколегированные стали $\omega(\text{лег. прим}) > 5\%$ – конструкционные материалы

## А



1. Какие сплавы вы знаете? Где применяются сплавы?
2. При сжигании 20 г стали в токе кислорода образовалось 0,4 г углекислого газа. Определите массовую долю углерода в стали.

Ответ: 0,55%.

## В

1. Назовите составы сплавов: бронзы, мельхиора, дюралюминия.
2. Назовите составы чугуна и стали. Назовите их свойства и применение.



Подготовьте презентацию на тему: «Металлы и сплавы».

## ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ.

§19

ВАЖНЕЙШИЕ МЕСТОРОЖДЕНИЯ МЕТАЛЛОВ  
В КАЗАХСТАНЕ**Вспомните!**

Какие металлы добывают в Казахстане? Приведите примеры. Где и в каких целях применяют металлы? А какие металлы добывают в вашем регионе?

**Опорные слова!**

Обогащение руд,  
металлургия,  
гидро-, пиро-  
и электрометаллургия

Металлы в природе встречаются в самородном состоянии или в виде соединений.

1. Благородные металлы Au, Pt встречаются только в свободном виде.

2. Активные металлы – только в виде соединений (минералы).

3. Некоторые металлы (Sn, Cu, Hg, Ag) – и в свободном виде, и в виде соединений.

Минералы, содержащие достаточное количество металла, который экономически выгодно из него добывать, называются **рудой**.

Получением металлов из природных руд занимается металлургическая отрасль промышленности (рис. 12).

Природную руду измельчают и удаляют из нее примеси (пустую породу). Этот процесс называется **обогащением**. За-

тем обогащенная руда поступает на металлургические заводы.

Способы получения металлов в промышленных масштабах зависят от их активности.

**Пирометаллургия** – это восстановление металлов из руд, происходящее при высоких температурах (схема 1).



Рис. 12.  
Выплавка стали

**Гидрометаллургия** – это восстановление металлов из растворов их солей другими, более активными металлами.

**Электрометаллургия** – это метод восстановления металлов с помощью электрического тока.

Залежи металлических руд и производства на их основе сосредоточены по регионам Казахстана следующим образом:

- Pb, Zn – Текели, Малеевск, Ащысай;
- Mg, Ti, Zn, In, Be, Ta, Nb – на востоке страны (Усть-Каменогорск, Титано-магний комбинат, АО «Казцинк»);
- Mn – Каражал, Жезды;
- Cr – Хромтау (Кемпирсай), Актюбинская область;
- Cu – Жезказган, Актогай, Айдарлы;
- Fe – Караганды, Уральск, Рудный, Лисаковск;
- W, Mo – Агадыр, Катон-Карагай (ВКО);

Схема 1. Металлургия

Металлургия		
Пирометаллургия	Гидрометаллургия	Электрометаллургия
1) $Fe_2O_3 + 3CO = 3CO_2 + 2Fe$	Для бедных руд применяются гидрометаллургические способы получения металлов. 1) $ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ $ZnSO_4$ – подвергается электролизу 2) $Fe + ZnSO_4 = FeSO_4 + Zn$	Электролиз – универсальный способ получения металлов в чистом виде (где имеются дешевые энергоресурсы)
2) $2Al + Cr_2O_3 = 2Cr + Al_2O_3$		
3) $CuO + H_2 = Cu + H_2O$ $2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2$ $2Pb + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2$ $2PbO + PbS = 3Pb + SO_2$ $Cu_2S + 2O_2 = 2CuO + SO_2$ $Cu_2S + 2CuO = 4Cu + SO_2$		

- Sn – Кокшетау (Сырымбет), Коргалжын;
- Au – Бакиршик (ВКО), Майкайын (Павлодар), Жетикара (Костанайская область).

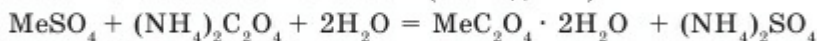
Развитие нанотехнологии затрагивает практически все направления человеческой деятельности – от биологии и медицины до промышленности полимерных материалов, металлургии, микроэлектроники, освоения космоса и др. Размеры частиц наноматериалов лежат в диапазоне нанометров – это очень важный параметр, так как уменьшение размера зерна металла с 10 мкм до 10 нм дает повышение прочности в 30 раз.

#### Методы получения нанопорошков:

а) механическое измельчение веществ в мельницах (шаровых, вибрационных, центробежных). При этом получают частицы размером 10–20 нм;

б) испарение вещества с последующей конденсацией. Для этого применяют метод взрывающихся проволочек при высоком их нагревании электрическим током. Процесс проводят в атмосфере гелия или аргона. Наночастицы размером 1–5 нм оседают в реакторе, таким способом получают наночастицы Ti, Co, W, Fe, Mo и др.;

в) химические методы синтеза наночастиц – термическое разложение оксалатов металлов (безводных):



Прокаливают при температуре 250–300°C. При этой температуре оксалаты быстро разлагаются и образуются ультрадисперсные порошки металлов, которые обладают пирофорными свойствами. Они применяются как катализаторы.



1. В виде каких соединений металлы встречаются в природе?
2. Встречаются ли в природе металлы в виде самородков? Назовите их.
3. В каких агрегатных состояниях могут быть металлы? Бывают ли жидкие металлы?
4. Перечислите способы получения металлов. Напишите уравнения реакций.
5. Получение металлов в свободном состоянии – это окисление или восстановление? Поясните примерами.

**РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ «ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ВЕЩЕСТВА ПО УРАВНЕНИЮ РЕАКЦИИ, ЕСЛИ ИЗВЕСТНА МАССА ДРУГОГО ВЕЩЕСТВА, СОДЕРЖАЩЕГО ОПРЕДЕЛЕННУЮ МАССОВУЮ ДОЛЮ ПРИМЕСЕЙ»**

**Алгоритм решения задач**

1. Кратко записать условие задачи.
2. Написать уравнение реакции.
3. Найти по уравнению реакции количество вещества ( $\nu$ ), молярную массу ( $M$ ), массу ( $m$ ), объем ( $V$ ) для тех веществ, которые указаны в условии задачи.
4. Найти массу ( $m$ ), количество вещества ( $\nu$ ) или объем ( $V$ ) (для газообразных веществ) чистого вещества.
5. Составить пропорцию по чистому веществу и произвести расчет.
6. Записать ответ.

**Задача 1.** Вычислите объем оксида углерода (II) (н.у.), необходимого для восстановления 1 тонны железной гематитной руды, содержащей 32% примеси.

① Дано:

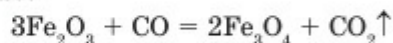
$$m \text{ (руды)} = 1 \text{ тонна} =$$

$$= 1000 \text{ кг}$$

$$w \text{ (примеси)} = 32\%$$

$$\text{Н/н: } V(\text{CO})_{\text{н.у.}} - ?$$

② Решение:



$$\text{③ } \nu, \text{ моль} \quad 3 \quad 1$$

$$M_r \quad 160 \quad -$$

$$m, \text{ г} \quad 480 \quad -$$

$$V_0, \text{ л} \quad - \quad 22,4$$

④ Находим массовую долю гематита в %:

$$w(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 100 - 32 = 68\%$$

Находим массу чистого гематита:

$$1000 \text{ кг} : 100\% = x : 68\%$$

$$x = 680 \text{ кг}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 680 \text{ кг.}$$

⑤ По уравнению находим необходимый объем оксида углерода (II).  $480 : 22,4 \text{ л} (\text{CO}) = 680 \cdot 10^3 : x (\text{CO})$

$$x = 31,73 \text{ м}^3$$

⑥ Ответ:  $V = 31,73 \text{ м}^3 \text{ CO.}$

**Задача 2.** Определите объемные соотношения газов, которые выделяются при обработке 49,28 г смеси железа с сульфидом железа (II). Массовая доля железа в смеси составляет 20,3%.

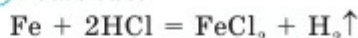
① Дано:

$$m(\text{Fe} + \text{FeS}) = 49,28 \text{ г}$$

$$w(\text{Fe}) = 20,3\%$$

$$\text{Н/н: } V(\text{H}_2) : V(\text{H}_2\text{S})$$

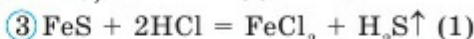
② Решение:



$$v, \text{ моль} \quad 1 \quad 1$$

$$M_r \quad \quad \quad 56 \quad 2$$

$$m, \text{ г} \quad \quad \quad 56 \quad 2$$



$$v, \text{ моль} \quad 1 \quad 1$$

$$M, \text{ г/моль} \quad 88 \quad 34$$

$$m, \text{ г} \quad \quad \quad 88 \quad 34$$

④ Находим массу железа и сульфида железа в смеси:

$$49,28 \text{ г}_{\text{см.}} : x \text{ г} = 100\% : 20,3\%$$

$$x = 10 \text{ г Fe}; m(\text{FeS}) = 49,28 - 10 = 39,28 \text{ г.}$$

Расчет объемов газов:

⑤ 56 г Fe : 1 моль H<sub>2</sub> = 10 г Fe : x моль H<sub>2</sub>

$$x = 1,786 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2) = v \cdot V_m = 1,786 \cdot 22,4 = 4 \text{ л H}_2.$$

$$88 \text{ г FeS} : 1 \text{ моль H}_2\text{S} = 39,28 \text{ г FeS} : x \text{ моль H}_2\text{S}.$$

$$x = 0,446 \text{ моль.}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 0,446 \cdot 22,4 = 10 \text{ л H}_2\text{S}.$$

⑥ Объемные соотношения газов:

$$V(\text{H}_2) : V(\text{H}_2\text{S}) = 4 : 10 = 1 : 2,5$$

⑦ Ответ: 1 : 2,5.

**Задача 3.** Из 1 т каменного угля можно получить 86% чистого кокса. Определите объем воздуха ( $\varphi(\text{O}_2) = 20\%$  в воздухе), необходимого для сжигания чистого кокса.

① Дано:

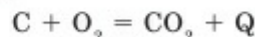
$$m(\text{угля}) = 1 \text{ т} = 1000 \text{ кг}$$

$$w(\text{C}) = 86\%$$

$$\varphi(\text{O}_2) = 20\%$$

$$\text{Н/н: } V(\text{воздуха}) - ?$$

② Решение:



$$\text{③ } v, \text{ моль} \quad 1 \quad 1$$

$$M_r \quad \quad \quad 12 \quad 32$$

$$M, \text{ г/моль} \quad 12 \quad 32$$

$$V, \text{ л} \quad \quad \quad - \quad 22,4$$

④ Находим массу чистого кокса:

$$m(\text{C}) = w(\text{C}) \cdot m = 10^3 \cdot 0,86 = 860 \text{ кг.}$$

⑤ Находим объем кислорода, необходимого по уравнению реакции:

$$12 \text{ г С} : 22,4 \text{ л (O}_2\text{)} = 860 \cdot 10^3 : x \text{ л (O}_2\text{)}$$

$$x = 1605,3 \text{ м}^3.$$

Находим объем воздуха:

$$100 \text{ м}^3 \text{ (воздуха)} : 20 \text{ м}^3 \text{ (O}_2\text{)} = x \text{ м}^3 \text{ (воздуха)} : 1605,3 \text{ м}^3$$

$$x = 8026,6 \text{ м}^3 \text{ (воздуха)}.$$

Ⓟ *Ответ:* 8026,6 м<sup>3</sup> (воздуха).



1. При обработке 26,2 г смеси карбоната и гидрокарбоната кальция с соляной кислотой выделилось 6,72 л (н.у.) углекислого газа. Определите массовую долю карбоната кальция в смеси.

*Ответ:* 38,2%.

2. Дана смесь газов объемом 50 л, из которых 50% составляет углекислый газ, остальная часть состоит из угарного газа и азота. При сжигании этой смеси было получено 37,5 л углекислого газа. Определите объемную долю азота в смеси.

*Ответ:* 25%.

3. Определите объем раствора соляной кислоты ( $\omega = 16\%$ ,  $\rho = 1,078 \text{ г/мл}$ ), необходимой для полного растворения смеси карбоната и гидроксида меди (II), массой 22,93 г, где гидроксид составляет 30,63%.

*Ответ:* 84,6 мл.

### Словарь

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	металлы и сплавы	металдар мен құймалар	metals and alloys
2.	общая характеристика металлов	металдардың жалпы сипаттамасы	general characteristics of metals
3.	понятие о металлургии	металлургия туралы түсінік	concept of metallurgy

4.	важнейшие месторождения металлов и их соединений	металдар және олардың қосылыстарының кен орындары	the most important deposits of metals and their compounds
5.	процессы добычи металлов	металдарды өндіру үдерістері	metal mining processes

### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Металлы занимают большую часть в периодической системе: все *s*-элементы, кроме водорода и гелия, *p*-элементы 3 (III) группы, кроме бора, все *d*-, *f*-элементы.

2. Радиусы атомов металлов больше, чем у неметаллов. Число валентных электронов обычно меньше. Поэтому они являются восстановителями, проявляют в соединениях только положительные степени окисления.

3. Металлы тепло- и электропроводимы, им характерен металлический блеск, они в основном твердые вещества (кроме ртути) в обычных условиях.

4. Для удовлетворения растущих потребностей научно-технического прогресса применяют сплавы металлов. Сплавами называют системы, состоящие из двух и более металлов, а также они могут содержать некоторые неметаллы.



## ЭЛЕМЕНТЫ 1(I), 2(II), 3(III) ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

### Глава 7

#### §20 ЭЛЕМЕНТЫ 1(I) ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

*Общая характеристика щелочных металлов группы 1А.* Щелочные металлы расположены в 1А-группе. Это литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb), цезий (Cs), франций (Fr). Франций – радиоактивный элемент. Металлы называются **щелочными**, потому что при взаимодействии с водой образуют сильные растворимые основания – щелочи (рис. 13). Общая электронная формула валентных электронов  $ns^1$  ( $n = 2 - 7$ ).

Простые вещества, образованные атомами *s*-элементов, являются типичными металлами: их характеризует металлический блеск, тепло-, электропроводимость, пластичность. Плотность их невелика, они режутся ножом.

Все щелочные металлы – сильные восстановители. Металлические свойства с ростом атомного номера элементов закономерно возрастают. С кислородом они образуют оксиды  $\text{Э}_2\text{O}$ , а с водородом – гидриды ЭН. Соли щелочных металлов хорошо растворимы в воде, практически нет нерастворимых солей.

Щелочные металлы – самые химически активные элементы, поэтому в природе они в свободном состоянии не встречаются. Они содержатся в морской воде в виде солей хлоридов и сульфатов ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , в земной коре  $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ ).

У щелочных металлов валентные электроны расположены на *s*-орбитали, поэтому их называют *s*-элементами. *s*-элементы в обычных условиях – это кристаллические вещества, которые по сравнению с остальными металлами обладают малыми значениями плотности. Литий,



Рис. 13. Щелочные металлы (сверху вниз): цезий, рубидий, калий, натрий

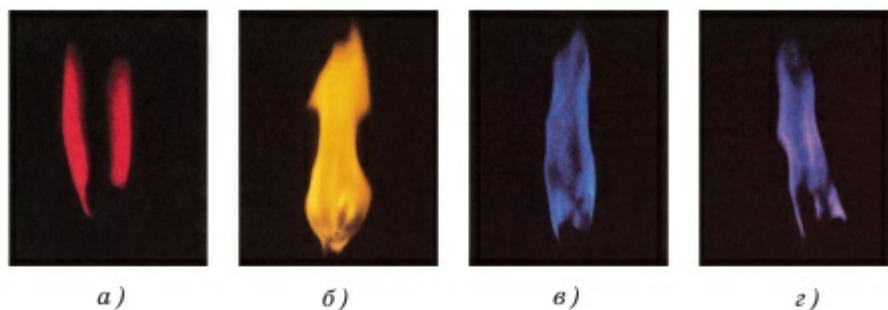


Рис. 14. Окрашивание пламени соединениями щелочных металлов:  
 а) литий – карминово-красный; б) натрий – желтый;  
 в) калий – красно-фиолетовый; г) рубидий и цезий – сиреневый цвет

калий и натрий легче воды ( $\rho = 0,53\text{--}0,86 \text{ г/см}^3$ ), поэтому они плавают на ее поверхности (рис. 13). У этих элементов температуры плавления и кипения также имеют низкие значения, что объясняется слабой металлической связью в их кристаллических решетках. Щелочные металлы и их соединения окрашивают пламя: натрий – в желтый, калий – в красно-фиолетовый, литий – в карминово-красный цвет (рис. 14).

Литий используют для изготовления различных свинцовых и алюминиевых сплавов, которые применяются в самолетостроении. Добавка лития к сплавам увеличивает их твердость.

Рубидий и цезий используют для изготовления фотоэлементов.

Из щелочных металлов наиболее широкое применение имеет натрий. Поэтому свойства щелочных металлов мы будем изучать на примере этого элемента.

**Нахождение в природе.** Из-за высокой химической активности натрий в природе встречается в составе различных соединений. Его природные минералы – галит, каменная соль  $\text{NaCl}$ , сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , глауберова соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , сильвинит  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$  и др. Самое важное соединение натрия – поваренная соль  $\text{NaCl}$ . Она является основной составляющей соленых озер (Арал, Балкаш). По распространению в природе натрий занимает шестое место среди всех элементов.

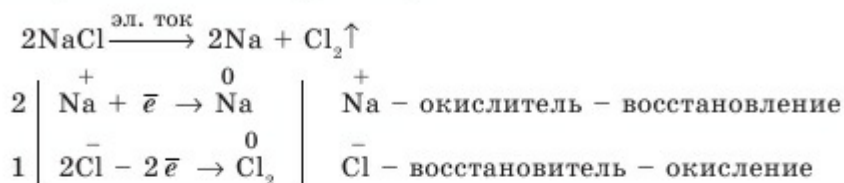
**Строение атома.** Натрий расположен в 3-м периоде, главной подгруппе первой группы (IA), порядковый номер – 11 ( $^{23}_{11}\text{Na}$ ). В ядре атома натрия имеются 11 протонов и 12 нейт-

ронов, вокруг ядра вращаются 11 электронов. Электронная формула атома натрия:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

Графическая формула:  $1s \uparrow 2s \uparrow 2p \uparrow \uparrow \uparrow 3s \uparrow$

Натрий всегда одновалентен, степени окисления – 0, +1.

**Получение.** В промышленности натрий получают электролизом расплавов солей (рис. 15):



**Физические свойства.** Натрий – серебристый металл с характерным блеском на свежесрезанной поверхности, на воздухе быстро окисляется и тускнеет, поэтому его хранят под слоем керосина (рис. 16). Плотность натрия – 0,97 г/см<sup>3</sup>. Натрий обладает хорошей электро- и теплопроводностью.

При работе с этим металлом нужно соблюдать правила техники безопасности. Куски натрия нельзя брать в руки, так как он взаимодействует с водой в составе пота и может вызвать химический и термический ожоги кожи. Остатки металла нельзя просто выбросить, может произойти возгорание. Их хранят в определенных условиях или уничтожают.

**Химические свойства.** Натрий – химически очень активный элемент, его валентный электрон слабо связан с ядром. Легко отрывается, поэтому натрий проявляет в химических реакциях восстановительные свойства. При этом происходит следующий процесс:

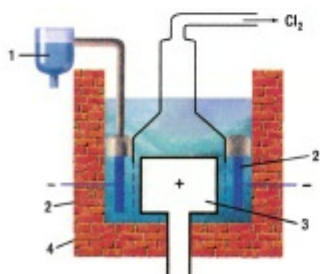
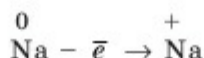


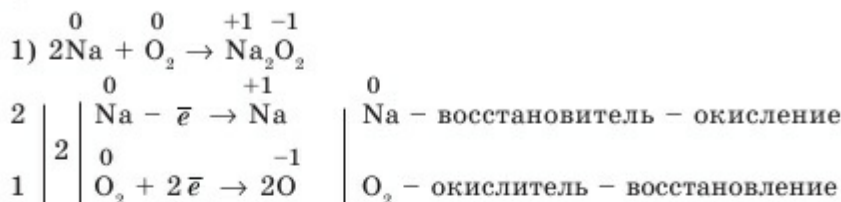
Рис. 15. Получение натрия:  
1 – приемник; 2 – катод;  
3 – анод; 4 – NaCl + CaCl<sub>2</sub> расплав



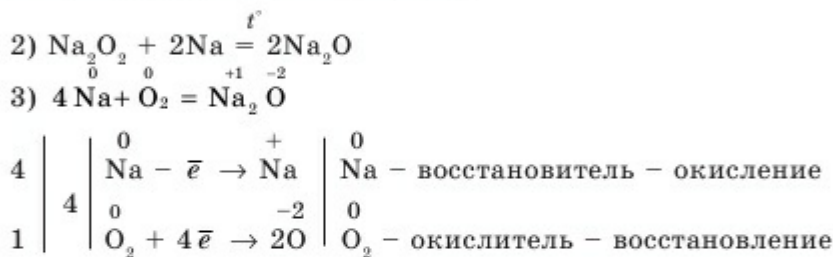
Рис. 16. Щелочные металлы хранят под слоем керосина



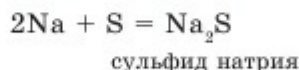
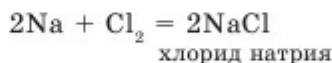
1. Натрий горит на воздухе с образованием пероксида натрия:



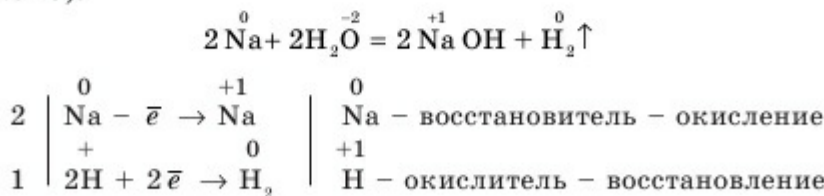
А при нагревании металла до 180°C, содержащем очень мало кислорода, или при нагревании смеси пероксида натрия с натрием образуется оксид натрия.



2. Натрий взаимодействует практически со всеми неметаллами, образуя галогениды, сульфиды и т.д. (рис. 17).



3. Натрий бурно реагирует с водой с выделением водорода (рис. 18):



Водород может взорваться, если кусочек натрия больше допустимых размеров. Поэтому реакцию нужно проводить в вытяжном шкафу с маленькими, не больше горошины,

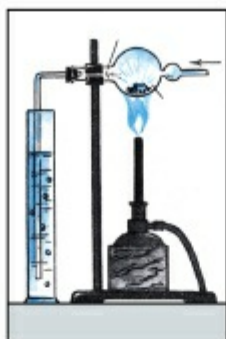


Рис. 17.  
Взаимодействие натрия  
с хлором

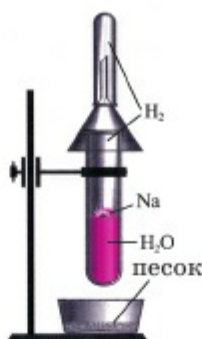


Рис. 18.  
Взаимодействие  
натрия с водой

кусочками металла. Отрезанный кусочек натрия высушивают фильтровальной бумагой и бросают в кристаллизатор с водой. За ходом реакции наблюдают через стекло вытяжного шкафа, так как в конце реакции возможно разбрызгивание раствора за счет выделившегося тепла и горения водорода. Если к образовавшемуся раствору щелочи прибавить несколько капель фенолфталеина, он окрашивается в малиновый цвет.

Натрий может активно реагировать с водными растворами кислот и солей, но для этих целей его не применяют, поскольку в растворах натрия прежде всего вступает во взаимодействие с водой.

### А



1. Назовите природные минералы.
2. Какими физическими свойствами обладает натрий?
3. Как качественно определяют соединения натрия?

### В

1. Между какими элементами образуется ионная связь: Li – Cl, H – S, C – O, N – H?  
Составьте электронные уравнения между этими веществами:  
 $\text{Li} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ ,  $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow$ ,  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$ ,  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$ .
2. Как изменяются восстановительные свойства щелочных металлов по группе? Объясните причину.

### С

1. У какого щелочного металла наименьшее значение электроотрицательности? Дайте мотивированный ответ.

2. Охарактеризуйте элемент калий и его соединения по месту нахождения элемента в Периодической системе.

## §21 | ОКСИД И ГИДРОКСИД НАТРИЯ

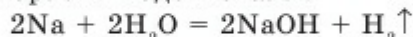
### *Физические свойства.*

**Оксид натрия**  $\text{Na}_2\text{O}$  – основной оксид, твердое вещество белого цвета.

**Гидроксид натрия**  $\text{NaOH}$  – твердое белое вещество, типичная щелочь. Его называют еще **едким натром**, так как в растворе он разъедает кожу, ткани и бумагу. Гидроксид натрия хорошо растворяется в воде, очень гигроскопичен, поэтому его хранят в герметически закрытой посуде. Раствор  $\text{NaOH}$  мылкий на ощупь. При растворении в воде выделяется большое количество тепла, поэтому для приготовления растворов щелочей применяют фарфоровую посуду.

### *Получение.*

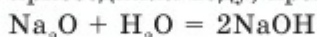
1. В лабораторных условиях гидроксид натрия можно получить, растворяя в воде металл:



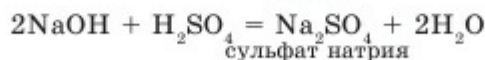
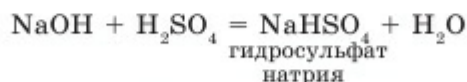
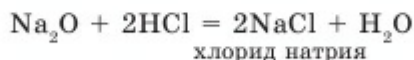
2. В промышленности гидроксид натрия образуется в результате электролиза водных растворов его солей.

### *Химические свойства.*

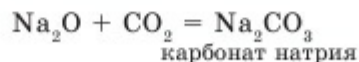
1. Оксид натрия, присоединяя воду, превращается в щелочь:



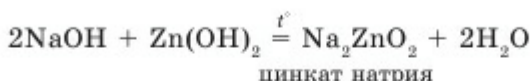
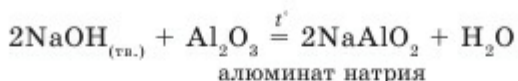
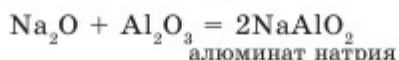
2. При взаимодействии оксида и гидроксида натрия с кислотами образуются соли и вода:



3. При взаимодействии с кислотными оксидами образуются:

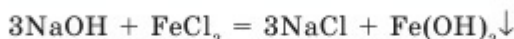


4. Оксид и гидроксид натрия взаимодействует с амфотерными оксидами и гидроксидами с образованием соли и воды:



Амфотерные гидроксиды растворяются в избытке щелочи.

5. С солями гидроксид натрия взаимодействует с образованием новой соли и нового основания:



**Применение соединений натрия.** Натрий применяется в различных отраслях науки и техники: в качестве теплоносителя в ядерных реакторах; как катализатор в органических реакциях; как радиоизотопы в медицине для диагностики.

Гидроксид натрия NaOH используется в производстве бумаги, мыла, лекарственных препаратов, искусственных волокон, для очистки нефтепродуктов.

Хлорид натрия NaCl используют в пищевой промышленности в качестве консерванта, 0,9% -й раствор NaCl – в медицине.

Кальцинированная сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  находит применение в производстве стекла, алюминия, мыла, лекарств.

Пищевая сода  $\text{NaHCO}_3$  (гидрокарбонат натрия) используется в медицине, в производстве хлебобулочных изделий в качестве разрыхлителя теста.

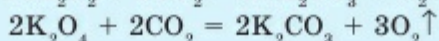
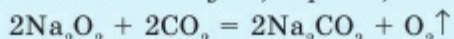
Глауберова соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  применяется в производстве стекла.

Нитрат натрия  $\text{NaNO}_3$  (натриевая селитра) является азотным удобрением.



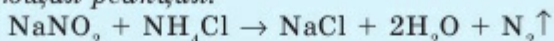
### **Это интересно!**

*Свойства пероксидов щелочных металлов обменивать углекислый газ на кислород используется в противогазах и на подводных лодках. Можно использовать эти вещества для регенерации воздуха в закрытых помещениях. Происходят следующие реакции:*

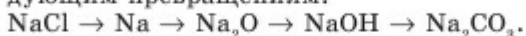


**Знаешь ли ты?**

Почему теннисный мячик такой прыгучий? При его изготовлении сначала берут два полушара, в один помещают нитрит натрия, в другой – хлорид аммония, при нагревании их соединяют. Происходит следующая реакция:

**A**

1. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим превращениям:

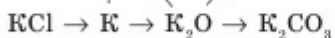
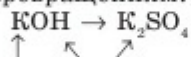


Укажите типы реакций, для окислительно-восстановительных реакций составьте электронный баланс.

2. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты.  
 а)  $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow$       в)  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$       д)  $\text{Na} + \text{N}_2 \rightarrow$   
 б)  $\text{K} + \text{S} \rightarrow$       г)  $\text{Na}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$       е)  $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3. С какими веществами вступает во взаимодействие оксид натрия?
4. Напишите уравнение реакции получения гидроксида натрия двумя способами.

**B**

1. Напишите формулы следующих солей: карбонат натрия, дигидрофосфат калия, нитрат калия, сульфат лития.  
 2. Составьте уравнения реакций, соответствующих следующему превращению:



3. С какими из этих веществ гидроксид натрия вступает во взаимодействие?  
 $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**C**

1. Какое вещество и в каком количестве остается в избытке, если использованы 8,4 г  $\text{KOH}$  и 0,15 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Ответ подтвердите расчетами.  
 2. Одинаковы ли объемы водорода, которые выделяются при взаимодействии с водой 14 г лития и 46 г натрия? Обоснуйте свой ответ расчетами.  
 3. Рассчитайте массу гидроксида меди (II), образованного в результате реакции между сульфатом меди и 55 г гидроксида натрия.

Ответ: 67,4 г.



4. Рассчитайте массу серной кислоты, необходимой для полной нейтрализации 20 г гидроксида натрия.

Ответ: 24,5 г.

§22

## ЭЛЕМЕНТЫ 2 (II) ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ. КАЛЬЦИЙ. СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА АТОМА



### Вспомните!

Где расположен кальций в Периодической системе? Дайте его характеристику. Какие природные соединения кальция вы знаете?

### Общая характеристика элементов II-группы

Эту подгруппу составляют бериллий и щелочноземельные металлы. К щелочноземельным металлам относятся все металлы, кроме бериллия. Свое название они получили потому, что их оксиды («земли») дают щелочные растворы. Элементы на внешнем энергетическом уровне имеют по два электрона ( $ns^2$ ), где  $n$  – номер периода. Металлы – сильные восстановители, однако несколько слабее, чем щелочные металлы. По группам с ростом атомных номеров так же, как у щелочных металлов восстановительные свойства возрастают.



### Опорные слова!

Природные соединения кальция: гипс, доломит, фторопатит, флюорит; восстановительные свойства кальция

Щелочноземельные металлы химически активны. На воздухе они окисляются, образуя оксид ЭО, которому соответствует  $\text{Э}(\text{ОН})_2$ . Растворимость и основные свойства от  $\text{Be}(\text{ОН})_2$  к  $\text{Ca}(\text{ОН})_2$  возрастают. Гидроксид бериллия проявляет в реакциях с кислотами и щелочами амфотерность. С водородом щелочноземельные металлы образуют соединения  $\text{ЭН}_2$ , водород в этих соединениях в степени окисления – 1.

В природе они встречаются также в виде соединений, в так называемых изверженных горных породах – в виде силикатов, карбонатов.

Из металлов II-группы наибольшее значение имеет кальций.

**Положение в Периодической системе.** Кальций – элемент 4-го периода главной подгруппы II группы (IIA), атомный номер 20, относительная атомная масса 40, в ядре атома кальция содержится 20 протонов и 20 нейтронов ( $A_r = 40$ ), общее число электронов также равно 20.

Электронная конфигурация атома кальция:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ , валентные электроны  $4s^2$ , поэтому кальций в соединениях двухвалентен, степени окисления: 0, +2 (Ca, CaO).

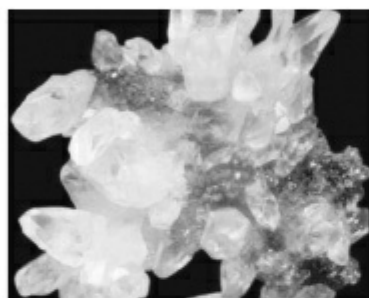
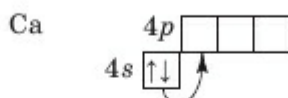
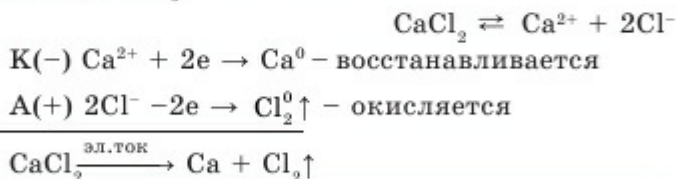


Рис. 19. В природе кальций встречается в виде кристаллов кальцита  $\text{CaCO}_3$

**Нахождение в природе.** Природные соединения кальция: сульфаты – гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , карбонаты –  $\text{CaCO}_3$ , доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , мрамор  $\text{CaCO}_3$ , фосфаты – фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , апатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ , фторапатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , флюорит  $\text{CaF}_2$  (рис. 19, 20).

**Получение.** Кальций получают в процессе электролиза расплава хлорида кальция.



**! Это интересно!**  
 В организме взрослого человека содержится - 2% кальция, из них 99% – в костях и зубах. Ионы кальция способствуют свертываемости крови.

**Физические свойства.** Кальций – металл белого цвета, легкий ( $\rho = 1,55 \text{ г/см}^3$ ), тверже щелочных металлов,  $t_{\text{пл}} = 851^\circ\text{C}$ , хранится под слоем керосина как щелочной металл.

**Химические свойства.** Кальций – активный металл, поэтому легко реагирует со многими простыми и сложными веществами:

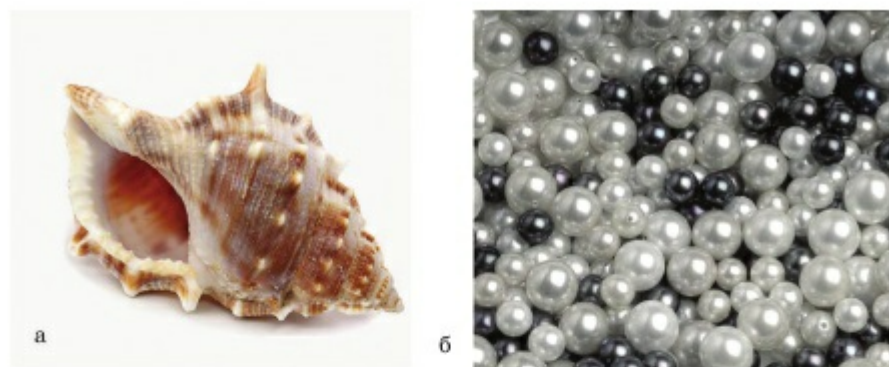
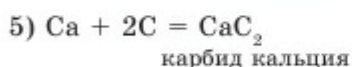
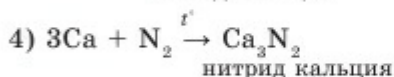
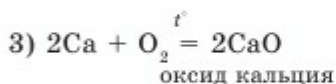
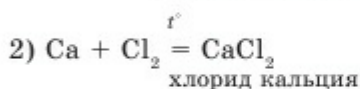
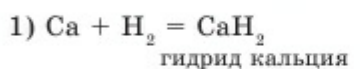
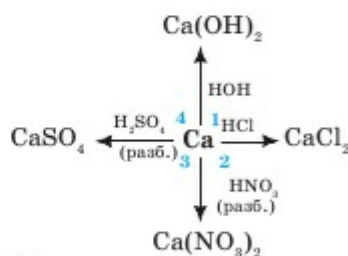
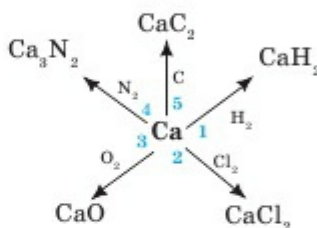
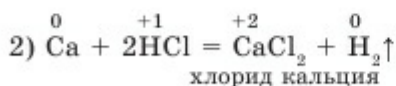
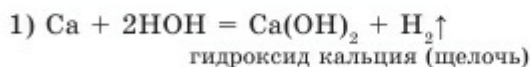


Рис. 20. Кальций содержится в раковинах моллюсков (а) и жемчуге (б)

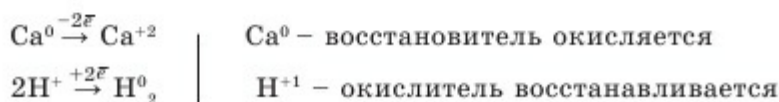
а) с простыми веществами:



б) со сложными веществами:



Во всех этих реакциях кальций проявляет восстановительные свойства.



**Знаете ли вы?**

В условиях невесомости ионы  $\text{Ca}^{2+}$  переходят из костей в кровь, далее с жидкостями выводятся из организма. Это важно знать космонавтам.

**А**

1. Напишите электронную формулу кальция. Определите в электронной формуле валентность, степень окисления.
2. Напишите уравнения реакций получения хлорида кальция тремя способами.
3. Установите соответствие минерала с его формулой:
 

А. Фосфорит	1) $\text{CaF}_2$
В. Флюорит	2) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$
С. Апатит	3) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Д. Фторапатит	4) $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$
Е. Доломит	5) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$

А	В	С	Д	Е

**В**

1. В медицине хлорид кальция применяется как средство от аллергии. Сколько (г) ионов кальция получает человек при приеме 1 чайной ложки (5 мл) 5% -го раствора кристаллогидрата плотностью ( $\rho = 1$  г/мл)  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ?  
*Ответ: 0,046 г  $\text{Ca}^{2+}$ .*
2. В 100 мл крови человека содержится 180 мг калия и 6,5 мг кальция. Сколько атомов калия и кальция содержится в крови, если средний объем крови составляет 5 л?  
*Ответ:  $N(\text{K}) = 1,38 \cdot 10^{23}$  атомов,  
 $N(\text{Ca}) = 4,89 \cdot 10^{21}$  атомов.*
3. Сравните химические активности металлов I А и II А. Объясните изменение этого свойства в рядах металлов:  
 $\text{Li} - \text{Na} - \text{K} - \text{Rb}$  и  $\text{Mg} - \text{Ca} - \text{Sr} - \text{Ba}$ .

**С**

1. При взаимодействии доломита  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  массой 80 г с избытком кислоты выделилось 32 г  $\text{CO}_2$ . Рассчитайте степень чистоты доломита.  
*Ответ: 83,64%.*
2. Рассчитайте массовую долю гидроксида кальция, полученного при добавлении 200 г кальция к 1 л воды.  
*Ответ:  $w(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 31,1\%$ .*

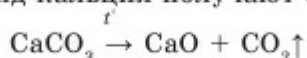
## §23 СОЕДИНЕНИЯ КАЛЬЦИЯ

### Вспомните!

Назовите оксид и гидроксид кальция. Каковы их свойства?

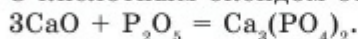
Оксид кальция  $\text{CaO}$  (негашеная известь) – порошок белого цвета, основной оксид.

**Получение.** Оксид кальция получают обжигом известняка:

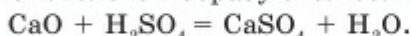


**Химические свойства.** Оксид кальция является типичным основным оксидом.

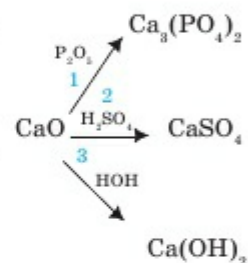
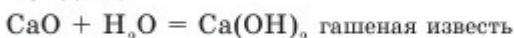
1) С кислотным оксидом образует соль:



2) С кислотой образуются соль и вода:



3) С водой реагирует очень энергично – этот процесс называется гашением извести:



### Применение



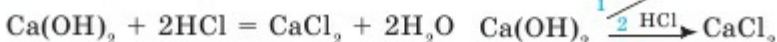
Гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  плохо растворяется в воде, в водном растворе диссоциирует на ионы, образуя гидроксид-ионы, и поэтому окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет:  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ .

**Химические свойства.** Гидроксид кальция является сильным основанием.

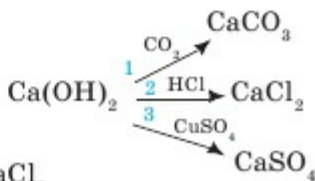
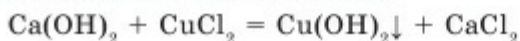
1) Взаимодействует с кислотными оксидами:



2) Взаимодействует с кислотами:



3) Взаимодействует с солями:



Гидроксид кальция применяется в основном в виде гашеной извести и известковой воды.

## СОЛИ КАЛЬЦИЯ



### **Вспомните!**

*По таблице растворимости составьте формулы растворимых и нерастворимых солей. Назовите соли кальция. Какие соли при кипячении воды оседают на дно и стенки посуды?*

**Природные соединения кальция:** гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ; известняк, мрамор, мел –  $\text{CaCO}_3$ ; фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , апатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ , фторапатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , флюорит  $\text{CaF}_2$ .



### **Опорные слова!**

*Негашеная и гашеная известь, качественная реакция на катион кальция, известковая вода и известковое молоко*

Термической обработкой гипса получают обожженный гипс (алебастр) –  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ . Если смешать обожженный гипс с водой, он затвердеет. Благодаря этому свойству гипс находит широкое применение в медицине (гипсовые повязки), в строительстве, при создании скульптурных произведений.

*Известняк* в больших количествах используют как строительный материал, а также в металлургии (рис. 21).

Хлорид кальция  $\text{CaCl}_2$  используется как осушитель жидкостей и газов. Фосфаты кальция применяют в сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений.



*Рис. 21. Образование природного известняка*

Нитраты, хлориды, гидро- и дигидрофосфаты кальция хорошо растворяются в воде.

Карбонаты, силикаты, сульфаты и фосфаты кальция не растворяются в воде.



### **Это интересно!**

*Мел, мрамор, известняк и полевой шпат – все эти вещества представлены одной формулой –  $\text{CaCO}_3$ . Состав твердого мрамора, пригодного для создания скульптур, и аморфного мела, оказывается, одинаков!*



### **Знаете ли вы?**

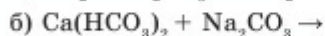
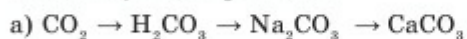
*Гашеная известь с древних времен применяется для приготовления строительных растворов, которыми скрепляют камни и кирпичи.*

*Такой раствор, к примеру, использовался при строительстве Великой китайской стены.*

## А



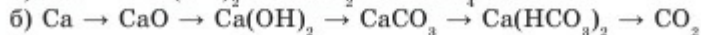
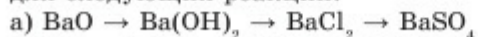
1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить приведенные ниже превращения. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения для следующих реакций:



2. Можно ли приготовить водные растворы следующих веществ:

- а) оксид кальция;
- б) гидроксид кальция;
- в) карбонат кальция;
- г) хлорид кальция;
- д) гидрокарбонат кальция?

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить приведенные ниже превращения. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения для следующих реакций:



4. Определите какой это металл, если отношение молярных масс оксида и гидроксида равно 1,33.

## В

1. Рассчитайте объем (н.у.) оксида углерода (IV), необходимый для получения 19,7 г карбоната бария посредством пропускания  $\text{CO}_2$  через раствор гидроксида бария.

*Ответ:* 2,24 л  $\text{CO}_2$ .

2. Человек в состоянии покоя выделяет в минуту 0,19 л  $\text{CO}_2$  (н.у.). Сколько гидроксида кальция требуется для полного поглощения  $\text{CO}_2$ , выдыхаемого за 8 часов сна?

*Ответ:* 301,3 г  $\text{Ca(OH)}_2$ .

3. Для получения известковой воды ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) к 1 кг негашеной извести добавлено 2 л воды. Рассчитайте, во сколько раз это количество воды превышает количество воды, требуемое по уравнению реакции.

*Ответ:* в 6,22 раза.

## С

1. Рассчитайте объем 20%-го раствора ( $\rho = 1,1$  г/мл) соляной кислоты, необходимого для получения 5,6 л  $\text{CO}_2$  (н.у.).

*Ответ:*  $V_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 82,95$  мл.

2. Вычислите массу известняка с 20%-й примесью, карбоната натрия и силикагеля с 10%-й примесью, которые потребуются для получения 0,5 т стекла ( $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ ).

*Ответ:* 130,75 кг известняка, 110,8 кг  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  
418,4 кг  $\text{SiO}_2$ .

3. Рассчитать молярную концентрацию гидрокарбоната магния, если потребовалось для реакции 15 мл раствора соляной кислоты концентрацией 0,15 моль/л на 200 мл жесткой воды.

*Ответ:*  $5,62 \cdot 10^{-8}$  моль/л.



## Лабораторный опыт №8

### Взаимодействие кальция с водой, раствором кислоты

*Реактивы и оборудование.* Кальций металл (стружки), вода, разбавленная хлороводородная кислота.

**Опыт 1.** В пробирку положите немного кальция и налейте 2–3 мл воды. Какие вещества образуются? Напишите уравнение реакций. Проверьте эти вещества.

**Опыт 2.** В пробирку положите немного кальция и добавьте разбавленную хлороводородную кислоту. Что происходит? Напишите уравнения реакции.

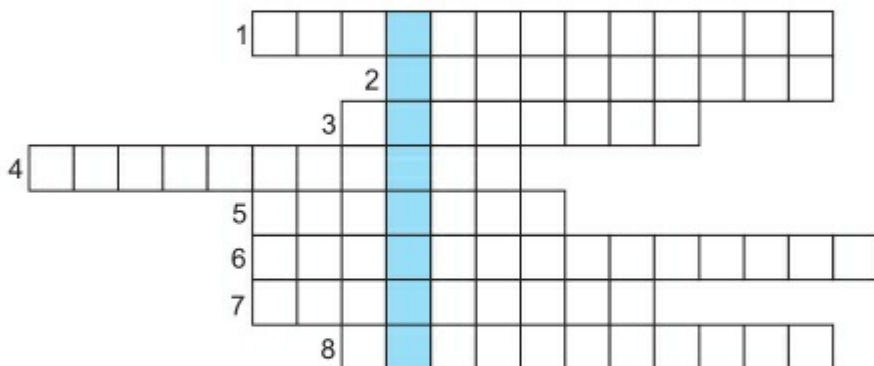




Играем, думаем, учимся!

### Кроссворд «Химические процессы»

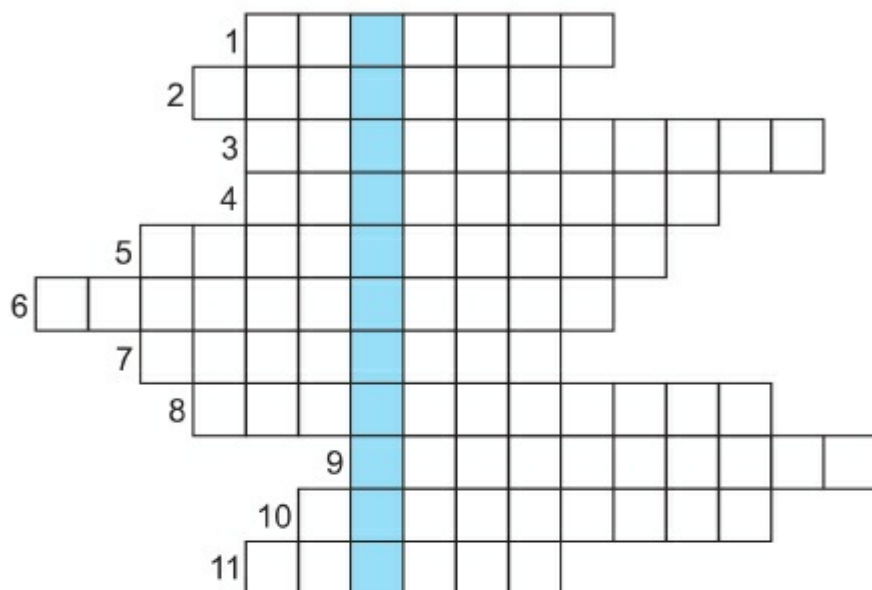
1. Самопроизвольное возгорание веществ.
2. Распад сложных веществ на менее сложные.
3. Разрушение металлических изделий под действием окружающей среды.
4. Разложение молекул на ионы.
5. Взаимодействие оксида кальция с водой.
6. Реакции, при которых степень окисления частиц уменьшается.
7. Реакции взаимодействия веществ с кислородом.
8. Удаление растворителя под действием высокой температуры.



### Кроссворд «Химические операции»

1. Водный или спиртовой раствор полезных компонентов растения.
2. Реакция получения известковой воды.
3. Процесс, в котором используется ступка с пестиком.
4. Удаление влаги из раствора при нагревании.
5. Операция, необходимая для проведения реакций разложения.
6. Превращение твердых и газообразных веществ в раствор путем добавления растворителя.
7. Окисление под действием кислорода воздуха.
8. Метод разделения смесей веществ, не смешивающихся и не взаимодействующих между собой.
9. Окончательное удаление влаги из раствора (до твердого состояния).

10. Процесс, предшествующий обогащению руды.  
 11. Процесс, в результате которого уменьшается объем газа.



### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Природные соединения кальция: гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , апатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ , фторапатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , флюорит  $\text{CaF}_2$ .

2. Кальций получают электролизом из расплава его хлорида.

3. В соединениях кальций проявляет степень окисления +2 ( $\text{CaO}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ).

4. Оксид кальция  $\text{CaO}$  – негашеная известь, основной оксид, ему соответствует гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гашеная известь.

## §24 ЭЛЕМЕНТЫ 13 (III) ГРУППЫ. АЛЮМИНИЙ. СТРОЕНИЕ АТОМА И СВОЙСТВА



### **Вспомните!**

*Охарактеризуйте алюминий по его месту в Периодической системе. Где применяется алюминий? Какие соединения алюминия вы знаете?*

**Общая характеристика элементов группы III A.** IIIA-группу составляют следующие элементы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий. Все они являются *p*-элементами, атомы на внешнем энергетическом уровне содержат по три электрона  $ns^2 np^1$  (где *n* – номер периода). В соединениях они проявляют валентность III и степень окисления +3. В этой подгруппе элементов таллий и бор составляют исключения: у бора имеются соединения, где степени окисления –3, +3, а элемент таллий (+1 и +3) образует два оксида  $Tl_2O$ ,  $Tl_2O_3$ . Из них первый оксид образует сильную щелочь  $TlOH$ .



### **Опорные слова!**

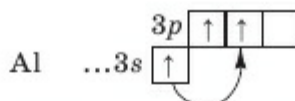
*Природные соединения алюминия, свойства алюминия, алюминат, покрытие алюминия оксидной пленкой, значение алюминия*

У этой подгруппы металлические свойства слабее, чем у элементов подгруппы бериллия. Бор является неметаллом, а следующий элемент Al – металл, но не типичный, т.к. оксид и гидроксид этого металла являются амфотерными. Металлические, восстановительные свойства элементов усиливаются сверху вниз идентично IA, IIA-группам, образуя гидроксиды состава  $R(OH)_3$ .

Из металлов этой подгруппы наибольшее значение имеет алюминий.

**Положение в Периодической системе.** Алюминий – элемент 3-го периода главной подгруппы III группы (IIIA), атомный номер 13, относительная атомная масса 27, в ядре атома содержится 13 протонов и 14 нейтронов ( $A_r = 27$ ), общее число электронов также 13.

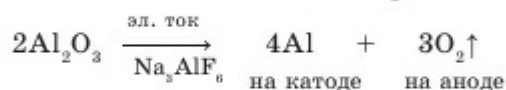
Электронная конфигурация атома алюминия:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ , валентные электроны  $3s^2 3p^1$ , поэтому алюминий проявляет валентность III ( $AlCl_3$ ), степени окисления 0, +3 ( $AlCl_3$ ), так как один электрон переходит с  $3s$ -подуровня на  $3p_y$ -подуровень при возбуждении.



**Нахождение в природе.** Среди металлов по их распространенности в природе алюминию принадлежит первое место. Но встречается он только в соединениях. Природные соединения алюминия:

- белая глина  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- ортоклаз (полевой шпат)  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ;
- слюда  $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- нефелин  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ ;
- боксит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (рис. 22);
- корунд  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

**Получение.** В промышленности алюминий получают электролизом бокситов (в РК – в Павлодаре). Для снижения температуры плавления бокситов добавляют криолит  $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ . Сырье используют только чистое, так как примеси при электролизе восстанавливаются и загрязняют алюминий.



**Физические свойства.** Алюминий – серебристо-белый металл, легкий ( $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$ ), хорошо проводит электрический ток и теплоту, легко обрабатывается: прокатывается в фольгу, вытягивается в тонкую проволоку, прессуется (рис. 23).

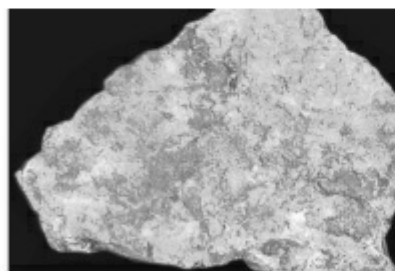


Рис. 22. Бокситная руда

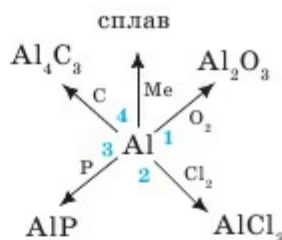


Рис. 23. Изделия из алюминия

**Химические свойства.** Алюминий является сильным восстановителем. Он взаимодействует:

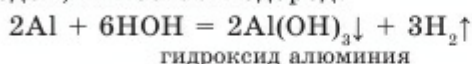
- а) с простыми веществами:

- 1)  $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  
оксид алюминия
- 2)  $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$ ;  
хлорид алюминия
- 3)  $\text{Al} + \text{P} \rightarrow \text{AlP}$ ;  
фосфид алюминия
- 4)  $4\text{Al} + 3\text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$ .  
карбид алюминия

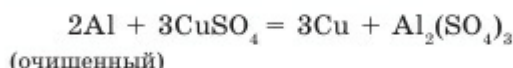


**б) со сложными веществами:**

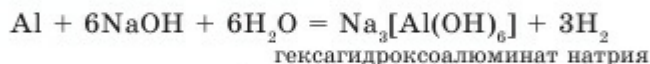
1) специально очищенный алюминий вступает в реакцию с водой, вытесняя водород:



2) очищенный алюминий может вступать в реакции замещения с менее активными металлами:

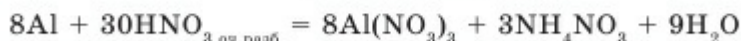


3) оксид и гидроксид алюминия – амфотерные соединения, поэтому алюминий реагирует с раствором щелочей, образуя комплексное соединение:

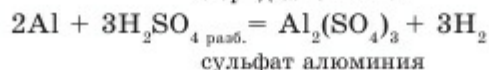
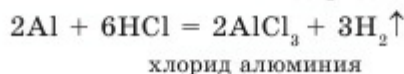


4) на холоде алюминий не реагирует с концентрированной серной и азотной кислотами, так как поверхность алюминия покрывается плотной защитной пленкой оксида алюминия –  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Такое явление называется **пассивацией**. Поэтому концентрированную азотную кислоту хранят и перевозят в алюминиевой таре.

При нагревании с разбавленным раствором азотной кислоты идет восстановление этой кислоты:



Алюминий относится к химически активным металлам, поэтому, вступая во взаимодействие с соляной и разбавленной серной кислотами, вытесняет водород.





**Рис. 24.**  
Алюмотермия.  
Восстановление  
железа из оксида  
алюминием

5) Взаимодействие алюминия с оксидами менее активных металлов называется **алюмотермией** (реакция замещения).



В металлургии методом алюмотермии (рис. 24) получают такие металлы, как хром, никель, кобальт, ванадий, титан, марганец.

**Применение.** Алюминий не случайно называют «крылатым металлом». Самолет на 2/3, а авиационный мотор – на 1/4 состоит из алюминия и его сплавов.

Al  $\left\{ \begin{array}{l} \text{в алюминиевых бронзах (краски);} \\ \text{в электротехнике;} \\ \text{для изготовления} \\ \text{туристского снаряжения;} \\ \text{корпуса автобусов и троллейбусов;} \\ \text{цистерны для перевозки } \text{HNO}_3 \\ \text{(пассивация)} \end{array} \right.$



**Знаете ли вы?**

- При 100–150°C алюминий настолько пластичен, что из него можно получить фольгу толщиной менее 0,01 мм.
- Чистая алюминиевая поверхность отражает  $\approx 90\%$  падающего на нее излучения (не только видимого, но и ИК, и УФ).
- Образующаяся на поверхности алюминия в атмосферных условиях оксидная пленка имеет толщину менее  $10^{-6}$  см, но очень прочно связана с металлом.

**А**



1. Определите положение алюминия в Периодической системе, назовите валентность и степень окисления алюминия по его валентным электронам.
2. Где встречаются природные соединения алюминия?
3. С какими неметаллами реагирует алюминий? Напишите уравнения реакций.
4. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.
  - а)  $\text{Al} + \text{HNO}_3$  (разбавл.)  $\rightarrow$
  - б)  $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - в)  $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$

## В

1. Вычислите массу алюминия, которая потребуется для получения по методу алюмотермии 1 т железа. Сколько тепла при этом выделится, если реакция идет по уравнению  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe} + 829 \text{ кДж}$ ?

*Ответ:* 482 кг Al,  $7,4 \cdot 10^6$  кДж.

2. Какую массу раствора 10% соляной кислоты необходимо взять для растворения алюминия массой 5,4 г?

*Ответ:* 219 г.

3. Вычислите массу железа, которая образуется при взаимодействии 20 г оксида железа (III) с 50 г алюминия.

*Ответ:* 14 г Fe.

## С

1. Творческое задание.

Можно ли хранить в алюминиевой посуде пищевую соду? Ответ мотивируйте.

2. При стоматите применяют раствор калий-алюминиевых квасцов ( $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ). Определите, сколько атомов алюминия содержится в 200 г 0,5%-го раствора.

*Ответ:*  $1,27 \cdot 10^{21}$  атомов Al.

3. При обработке 26 г смеси, состоящей из Al, Cu и Fe, раствором NaOH выделился газ объемом 13,44 л  $\text{H}_2$  (н.у.). При обработке такой же смеси соляной кислотой выделяется 19,09 л  $\text{H}_2$  (н.у.). Определите состав смеси.

*Ответ:*  $m(\text{Al}) = 10,8 \text{ г}$ ,  $w(\text{Al}) = 41,5\%$ ;  
 $m(\text{Cu}) = 1,07 \text{ г}$ ,  $w(\text{Cu}) = 4,1\%$ ;  $m(\text{Fe}) = 14,13 \text{ г}$ ,  
 $w(\text{Fe}) = 54,3\%$ .

## §25

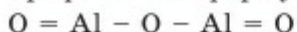
## СОЕДИНЕНИЯ АЛЮМИНИЯ

**Вспомните!**

Какие соединения алюминия вы знаете? Что вы можете рассказать об этих соединениях?

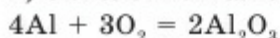
Оксид алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  в природе встречается в виде глинозема, корунда, бокситов.

Графическая формула:

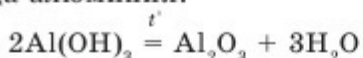


Получают оксид алюминия в лаборатории:

1) окислением алюминия кислородом:



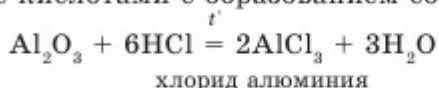
2) разложением гидроксида алюминия:



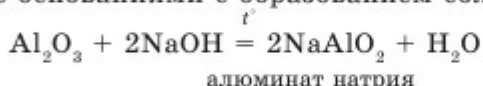
$\text{Al}_2\text{O}_3$  – твердое вещество белого цвета, нерастворимое в воде.

**Химические свойства.** Оксид алюминия является амфотерным оксидом, поэтому взаимодействует:

1) с кислотами с образованием соли и воды:



2) с основаниями с образованием соли и воды:



**Применение.** Корунд – очень твердая кристаллическая форма оксида алюминия, уступающая по твердости только алмазу, поэтому он применяется для изготовления наконечников буровых установок.



### Знаете ли вы?

Чистый корунд бесцветен, драгоценные природные корунды (сапфиры, рубины, аметисты) содержат небольшие примеси d-металлов. Рубин окрашен в красный цвет ионами  $\text{Cr}^{3+}$ , сапфир окрашен в синий цвет ионами  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ti}^{4+}$ , а фиолетовый аметист – ионами  $\text{Mn}^{2+}$ .

Гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  – студенистый белый осадок.



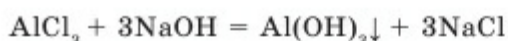
**Получение.** На растворимую соль действуют щелочами, приливая их по каплям до образования белого осадка.



### Опорные слова!

Алюмогель, боксит, глинозем, нефелин, корунд; амфотерность оксида и гидроксида алюминия; алюминат, квасцы, названия основных солей

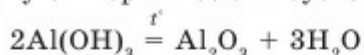




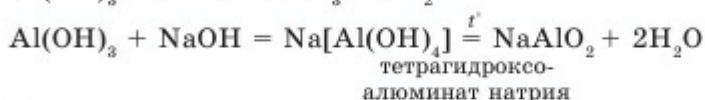
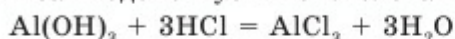
**Физические свойства.** Гидроксид алюминия – твердое вещество белого цвета, трехкислотный, нерастворимый в воде амфотерный гидроксид.

**Химические свойства:**

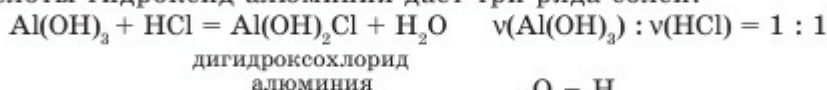
1) гидроксид алюминия – нерастворимое основание, поэтому он термически неустойчив:



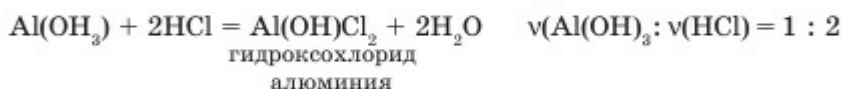
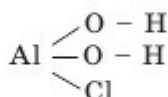
2) обладая амфотерными свойствами, гидроксид алюминия взаимодействует и с кислотами, и со щелочами:



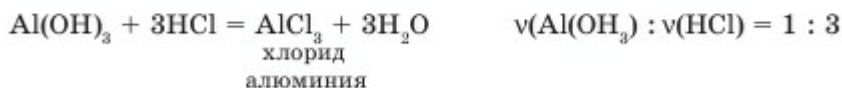
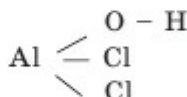
В зависимости от молярного соотношения основания и кислоты гидроксид алюминия дает три ряда солей:



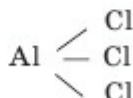
Графическая формула:



Графическая формула:



Графическая формула:



**Применение.** Соединения алюминия находят широкое применение.

Кристаллогидрат хлорида алюминия  $\text{AlCl}_3$  используется в качестве катализатора в органическом синтезе.

Кристаллогидрат сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  применяется для очистки воды, в целлюлозно-бумажной промышленности.



Алюмокалиевые квасцы  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  – протрава при крашении тканей, они применяются в кожевенном производстве.

В Республике Казахстан соединения алюминия чаще всего встречаются в Мугоджарах (Талды, Ащысай), Тургае, Аркалыке. В промышленных масштабах алюминий получают на Павлодарском алюминиевом заводе.



### Знаете ли вы?

Основу драгоценных камней составляют алюмосиликаты –  $3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ . Если ион  $\text{Al}^{3+}$  заменить на ион  $\text{Cr}^{3+}$ , то получится драгоценный камень зеленого цвета – изумруд. При замене  $\text{Be}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$  образуется сине-зеленый аквамарин.

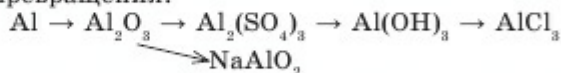
### А



1. Напишите уравнения ступенчатого гидролиза хлорида алюминия, определите реакцию среды.
2. Допишите и уравняйте эти реакции:
  - а)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
  - б)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

### В

1. Напишите уравнения реакций, позволяющие осуществить следующие превращения:



Классифицируйте соединения, составляющие цепь; уравняйте окислительно-восстановительные реакции; напишите уравнения реакции гидролиза для тех солей, которые подвергаются гидролизу.

2. При взаимодействии какого объема (н.у.)  $\text{CO}_2$  с алюминатом натрия можно получить 31,8 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

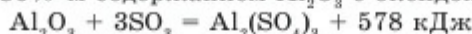
Ответ: 6,72 л  $\text{CO}_2$ .

3. Какое вещество получится при добавлении к раствору хлорида алюминия раствора сульфида натрия? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения реакций.
4. При обработке соляной кислотой 10 г смеси, состоящей из меди и алюминия, выделилось 6,72 л  $\text{H}_2$  (н.у.). Определите состав смеси.

Ответ:  $w(\text{Al}) = 54\%$ ,  $w(\text{Cu}) = 46\%$ .

С

1. Сколько тепла выделится при взаимодействии 1 кг боксита с 80%-м содержанием  $\text{Al}_2\text{O}_3$  с оксидом серы (VI)?



Ответ: 4533,3 кДж.

2. Если в 1 л жесткой воды содержится 108 г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , то какая масса сульфата алюминия потребуется для смягчения 5 л такой воды?

Ответ: 380 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .



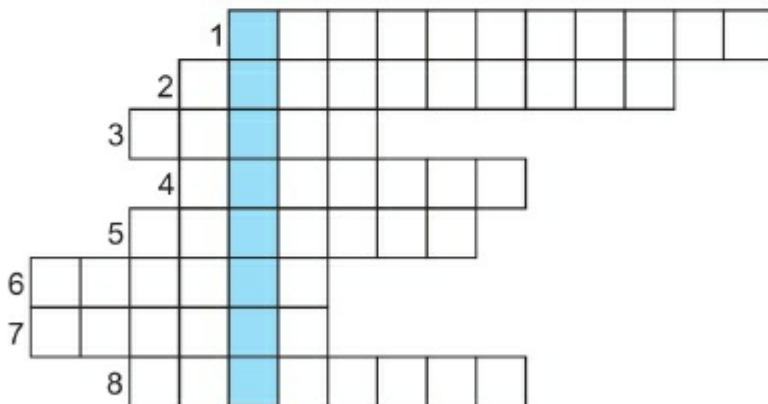
Лабораторный опыт №9

Взаимодействие алюминия с раствором кислоты и щелочи

В две пробирки поместите кусочки алюминия. Налейте в одну пробирку раствор гидроксида натрия, в другую – раствор соляной кислоты. Объясните наблюдаемое. Напишите уравнения химических реакций.



Играем, думаем, учимся!



1. Способ получения металлов с использованием алюминия.
2. Получение алюминия.
3. Минерал алюминия.
4. Драгоценный камень фиолетового цвета.

5. Вещество, добавляемое для снижения температуры плавления бокситов.
6. Твердая кристаллическая форма оксида алюминия.
7. Из этого минерала получают алюминий.
8. Модификация оксида алюминия.



### Практическая работа №4

#### Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

1. Опытным путем докажите, какие из этих металлов растворяются в соляной кислоте: цинк, железо, олово и медь.
2. Сульфат цинка содержит примесь сульфата меди. Очистите сульфат цинка от примеси опытным путем.
3. У вас на рабочем столе находятся растворы солей хлорида меди (II), нитрата свинца (II), нитрата серебра и сульфата цинка. Какие из перечисленных металлов (железо, свинец, медь, алюминий) могут вступить в реакцию замещения с данными растворами?
4. Осуществите следующие превращения:  

$$\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$$
5. Даны растворы следующих веществ: соляная кислота, хлорид меди, железо, гидроксид натрия, хлорид железа (III), карбонат магния. Используя эти вещества, получите:
  - а) оксид железа (III);
  - б) хлорид магния;
  - в) медь.
6. Из данной вам соли получите гидроксид меди (II).
7. Из хлорида алюминия получите гидроксид алюминия и докажете его амфотерность.
8. В пронумерованных пробирках даны хлорид натрия, гидроксид натрия и азотная кислота. Опытным путем определите, в какой пробирке какое вещество.  
 Напишите соответствующие уравнения реакций.

## Словарь

№ п/п	Русский	Казахский	Английский
1.	Щелочные металлы	Сілтілік металдар	Alkali metals
2.	Щелочно-земельные металлы	Сілтілік-жер металдар	Alkaline earth metals
3.	Оксиды, гидроксиды металлов	Металл оксидтері және гидроксидтері	Oxides, hydroxides metals
4.	Амфотерность оксида и гидроксида алюминия	Алюминий оксиді мен гидроксидінің екідайлылығы	Amphoteric oxide and hydroxide aluminum

## ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Щелочные и щелочноземельные металлы – это типичные металлы, они являются *s*-элементами. В природе встречаются только в виде соединений.

2. Металлы (*s*-элементы) являются восстановителями, их получают методом электролиза расплавов солей.

3. Оксиды и гидроксиды элементов 1(I), 2(II) групп являются основными соединениями.

4. Алюминий – элемент 13(III) группы, *p*-элемент, сильный восстановитель. Его получают также методом электролиза природных соединений, используется в качестве восстановителя в металлургии (алгомотермия).

5. Оксиды и гидроксиды алюминия являются амфотерными соединениями.

6. Алюминий – легкий металл, хорошо проводит электрический ток. Его называют «крылатым металлом», т.к. этот металл используется в виде сплавов в самолетостроении.

## ЭЛЕМЕНТЫ 17(VII), 16(VI), 15(V), 14(IV) ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

### Глава 8

#### §26 ГАЛОГЕНЫ



#### **Вспомните!**

*Какие неметаллы вам известны? Какими общими свойствами они обладают? Где находятся в Периодической системе неметаллы? Каковы особенности их строения?*

**Галогены** расположены в VIIA-группе. Это фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, астат At. Астат – радиоактивный элемент.

Электронная конфигурация внешнего слоя этих элементов  $ns^2np^5$ . Общее название этих элементов означает «солеобразующие» (табл. 12).

*Таблица 12. Некоторые свойства галогенов*

Название и символ	Атомная масса	Формула валентных электронов	Радиус атомов, нм	Электроотрицательность	Температура кипения, °C	Агрегатное состояние, цвет
Фтор (F)	19	$2s^22p^5$	0,064	4,0	-108	Зеленоватый газ
Хлор (Cl)	35,5	$3s^23p^5$	0,099	2,8	-35	Желто-зеленый газ
Бром (Br)	80	$4s^24p^5$	0,114	2,7	-58	Красно-бурая жидкость
Иод (I)	127	$5s^25p^5$	0,133	2,2	183	Фиолетовые кристаллы

Последний электрон у атомов галогенов поступает на  $p$ -орбиталь, поэтому они называются  $p$ -элементами. По группе

сверху вниз радиусы атомов увеличиваются, в том же направлении растут значения температур кипения и плотности. Агрегатные состояния переходят из газообразного ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ) через жидкое ( $Br_2$ ) в твердое ( $I_2$ ), а окраска сгущается (от желто-зеленой у хлора до фиолетовой у иода).

Галогены – типичные неметаллы, на внешнем электронном уровне у них не хватает одного электрона для завершения слоя, поэтому они легко принимают один электрон, проявляя окислительные свойства. При этом принимают электронное строение инертного газа, стоящего после них в Периодической системе.



### Опорные слова!

Электроотрицательность, октет, окислительные и восстановительные свойства галогенов, завершённый электронный слой

**Окислительные свойства элементов в группе сверху вниз ослабевают, так как из-за увеличения атомных радиусов сила притяжения электронов к ядру уменьшается.**

В соединениях фтор проявляет валентность, равную I, степени окисления – 1, 0. Остальные галогены проявляют валентности I, III, V, VII; степени окисления: –1, 0, +1, +3, +5, +7.




Простые вещества VIIA-группы при обычных условиях имеют двухатомные молекулы ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ), связь между атомами – неполярная ковалентная. Кристаллические решетки галогенов – молекулярные.

В графических формулах молекул в однородных и кислородных соединениях элементов показаны смещения электронных пар между атомами.



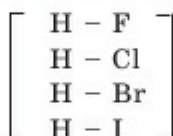
Теперь рассмотрим электронные строения элементов главной подгруппы VII группы.



Cl...	$3s^2 3p^5$		$7e$
Br...	$4s^2 4p^5$		$7e$
I...	$5s^2 5p^5$		$7e$

В данном ряду число электронов на внешней орбитали одинаково ( $7e$ ), что и определяет общность свойств этих элементов.

Сверху вниз радиусы атомов увеличиваются ( $r_1 \rightarrow r_2$ ), что приводит к уменьшению способности присоединять электроны, окислительные свойства ослабевают. В водородных соединениях этих элементов сверху вниз длина связей увеличивается, а полярности уменьшаются, что приводит к усилению восстановительных и кислотных свойств их водных растворов.

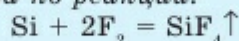


### Знаешь ли ты?

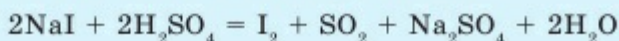
*Горит ли вода? Оказывается, горит. В атмосфере фтора вода горит по уравнению:*



*А стекло? И стекло горит. Стекланная вата горит в атмосфере фтора по реакции:*



*Иод был открыт при «помощи» кошки. Французский ученый Б. Куртуа приготовил в двух склянках два различных раствора: в первой – концентрированную  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , во второй – спиртовый раствор морских водорослей. В это время на плече ученого сидела кошка, она прыгнула и опрокинула обе склянки. Эти вещества прореагировали с образованием сине-фиолетового газа. При охлаждении он превратился в фиолетовые кристаллы. Так в 1811 г. был открыт иод.*





## А



1. Дайте объяснение термину «галогены».
2. Какие утверждения не относятся к галогенам? Дайте объяснение:
  - а) они образуют разноцветные газы;
  - б) они находятся в виде двухатомной молекулы;
  - в) они с металлами образуют соли;
  - г) их активность увеличивается от фтора к йоду.

## В

1. Какую роль играют водородные соединения неметаллов в окислительно-восстановительных реакциях?
2. Отметьте правильное свойство, относящееся ко всем галогенам:
  - а) высокое восстановительное свойство;
  - б) окислительное свойство;
  - в) высокая реакционная способность;
  - г) обычно простые вещества газообразны.

## С

1. Почему фтор в соединениях не может проявлять валентности III, V, VII ?
2. Почему иодоводород разлагается при нагревании на простые вещества, а фтороводород – нет?
3. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства галогенов по группе сверху вниз?

## §27 ХЛОР

**Нахождение в природе.** Из-за высокой химической активности в свободном состоянии хлор в природе не встречается. Широко распространены хлориды щелочных и щелочноземельных металлов (IIA-группа), из которых основные – карналлит  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ , сильвинит  $NaCl \cdot KCl$ , бишофит  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ , галит – так называемая каменная соль  $NaCl$ .

**Строение атома хлора.** Хлор – элемент главной подгруппы седьмой группы (VIIA) III периода; относительная атомная масса – 35,5. Хлор – *p*-элемент, имеет два изотопа:  $^{35}_{17}Cl$ ,  $^{37}_{17}Cl$ .

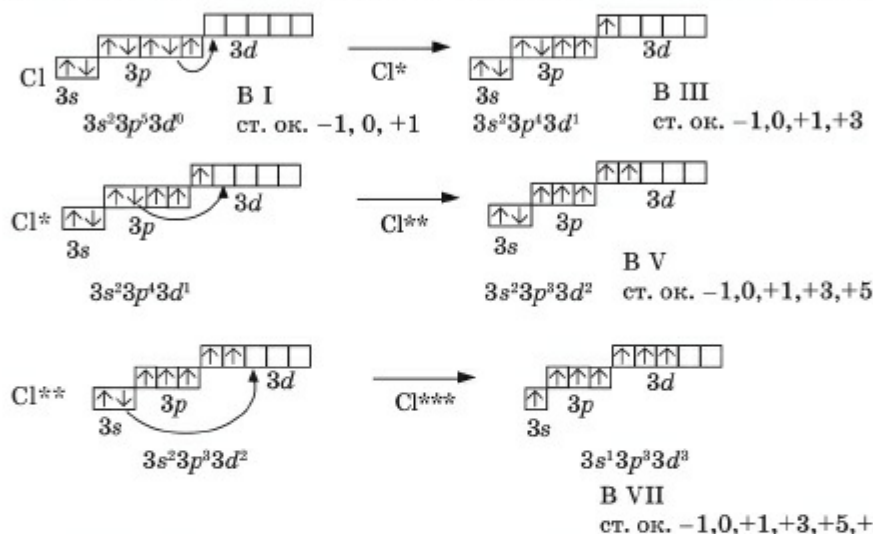
$^{35}_{17}Cl$  – в ядре хлора 17 протонов, 18 нейтронов, вокруг ядра вращаются 17 электронов. Электронная формула атома хлора:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , валентные электроны находятся на третьем энергетическом уровне ( $3s^2 3p^5 3d^0$ ).

Электронно-графическая формула последнего энергетического уровня в основном состоянии:  $3s^2 3p^5 3d^0$ .



В основном состоянии атом хлора проявляет валентность, равную I, так как имеет один неспаренный электрон на *p*-орбитали.

При постепенном возбуждении атома хлора, в связи с переходом электронов на *d*-орбиталь, валентность хлора увеличивается до III, V, VII, что видно из следующих схем:



Таким образом, валентность и степень окисления хлора равны числу неспаренных электронов на орбиталях атома.

**Строение молекулы хлора.** Молекула хлора, как и других газообразных неметаллов, двухатомна. Она образуется при перекрывании электронных облаков неспаренных *p*-электронов двух атомов хлора, что приводит к образованию в ней ковалентной неполярной связи.

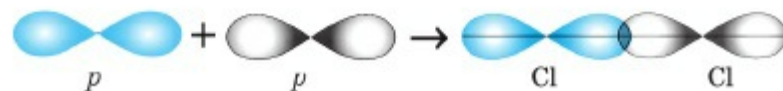
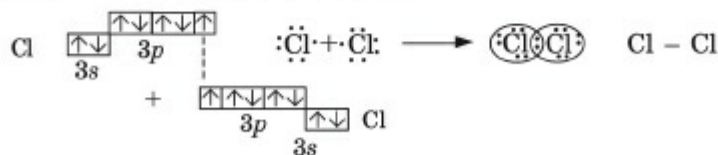




Рис. 25. Применение хлора (рассмотрите рисунок, составьте эссе о применении хлора )

**Получение хлора.** Вы уже знаете, что в промышленности хлор получают электролизом расплавов солей. В РК завод по производству хлора данным способом находится в Павлодаре.

В лабораторных условиях хлор получают из соляной кислоты, воздействуя на нее сильными окислителями, такими как  $MnO_2$ ,  $KMnO_4$ ,  $KClO_3$ ,  $K_2Cr_2O_7$ .

Последним способом хлор был получен в 1774 г. шведским ученым К. Шееле.



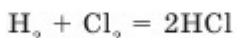
### Свойства хлора

**Физические свойства.** Хлор – удушливый ядовитый газ желто-зеленого цвета, все работы с ним нужно проводить под тягой. Во время Первой мировой войны хлор использовали как отравляющее вещество. Он в 2,5 раза тяжелее воздуха ( $D_{\text{возд.}} = M(\text{Cl}_2)/M(\text{возд.}) = 71/29 = 2,45$ ), поэтому его можно собрать методом вытеснения воздуха, держа пробирку отверстием вверх. Хлор нельзя собрать методом вытеснения воды, потому что с водой он химически реагирует, образуя хлорную воду.

**Химические свойства хлора. Взаимодействие хлора с простыми веществами.**

Хлор в свободном состоянии – достаточно активное вещество, однако его активность ниже, чем у фтора.

1. При нагревании и освещении хлор реагирует почти со всеми простыми веществами, кроме кислорода, азота и инертных газов.



Реакция хлора с водородом протекает только при нагревании или освещении. Эту реакцию проводят следующим образом: наполняют одну сухую пробирку хлором, вторую – водородом из аппарата Киппа. Пробирки соединяют отверстиями и смешивают газы, несколько раз переворачивая пробирки. Затем их разъединяют и подносят отверстием к пламени спиртовки. Раздается хлопок. Сразу нужно опрокинуть пробирки в кристаллизатор с водой, закрыть их под водой пробками и вынуть из воды. Полученные растворы испытывают в одной из пробирок раствором метилоранжа, при этом он краснеет (рис. 26), а в другой – раствором нитрата серебра (выпадает белый осадок).

2. Хлор при нагревании взаимодействует с металлами.



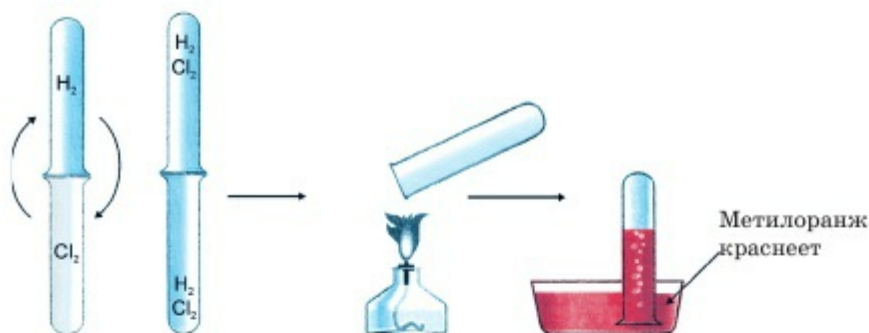
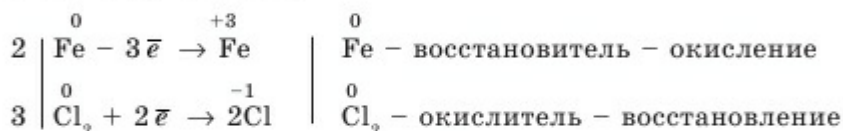
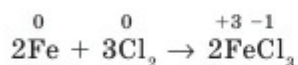
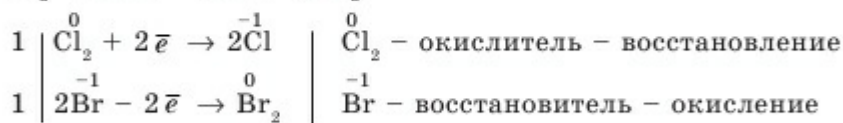
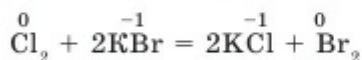


Рис. 26. Водный раствор хлороводорода окрашивает метилоранж в красный цвет



3. Хлор, будучи активным галогеном, вытесняет менее активные галогены из их солей и кислот. При проведении этой реакции наблюдается появление оранжевого раствора.



Признак реакции – появление оранжевой окраски при добавлении к раствору соли хлорной воды.

#### А



1. Подготовьте краткое сообщение о распространении соединений хлора в природе.
2. Какие степени окисления проявляет хлор в соединениях?
3. Как изменится цвет индикаторов водного раствора хлороводорода? Заполните таблицу.

Метилоранж	Лакмус	Фенолфталеин

4. Какие природные изотопы хлора вам известны? Назовите природные соединения хлора.

### В

1. Каким методом собирают хлор и почему?
2. Объясните тип связи в молекуле хлора.
3. Напишите уравнения реакции соединения хлора с простыми и сложными веществами, уравняйте их методом электронного баланса.
4. Какой объем кислорода образуется в нормальных условиях при разложении 0,5 моль соли Бертолле в присутствии катализатора?

*Ответ:* 16,8 л.

### С

1. Допишите уравнения реакций получения хлора, действием соляной кислоты на хлорат, перманганат и бихромат калия:
  - а)  $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + \dots$
  - б)  $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + \dots$
  - в)  $KClO_3 + HCl \rightarrow KCl + Cl_2 + \dots$
 Составьте электронные уравнения.
2. Рассчитайте объем 30%-й ( $\rho = 1,156$  г/мл) соляной кислоты, необходимой для получения 6,72 л хлора, при ее взаимодействии с диоксидом марганца.

*Ответ:* 126,96 мл.



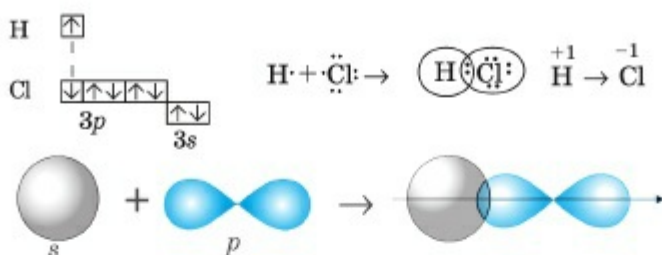
#### **Знаешь ли ты?**

• Какую воду из перечисленных можно пить: легкая вода ( $H_2O$ ), тяжелая вода ( $D_2O$ ,  $T_2O$ ), жавелевая вода (растворы  $KClO$  и  $KCl$ ), хлорная вода ( $Cl_2$ , растворенный в воде), известковая вода ( $Ca(OH)_2$ )?

## §28

## ХЛОРОВОДОРОДНАЯ КИСЛОТА

**Строение молекулы хлороводорода.** В образовании химической связи в молекуле хлороводородной кислоты участвуют неспаренные электроны на  $s$ -орбитали водорода и  $p$ -электроны на 3  $p$ -орбитали хлора, образуя ковалентную



полярную связь. Электронная плотность связующей электронной пары смещена в сторону хлора.

**Физические свойства хлороводородной кислоты.** Хлороводородная кислота – водный раствор хлороводорода, бесцветного газа. (В 1 объеме воды растворяется 500 объемов HCl.) Бесцветный газ HCl с резким удушливым запахом, в 1,26 раза тяжелее воздуха. При температуре  $-84^{\circ}\text{C}$  переходит в жидкое состояние, а при температуре  $-112^{\circ}\text{C}$  затвердевает при атмосферном давлении.

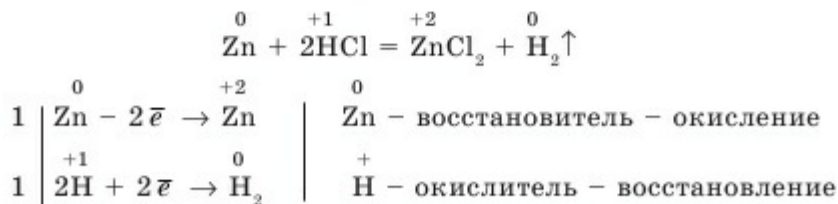


Рис. 27. Взаимодействие цинка с соляной кислотой

Водный раствор хлороводородной кислоты называется **соляной кислотой**. Концентрированная (37%) соляная кислота на воздухе «дымит», так как выделяющийся газообразный хлороводород (HCl) образует с водяным паром мельчайшие капельки соляной кислоты.

**Химические свойства соляной кислоты.** Соляная кислота – одноосновная бескислородная кислота. Проявляет все свойства кислот:

а) взаимодействует с активными металлами с образованием соли и водорода (рис. 27):

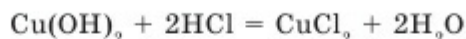


Сухая хлороводородная кислота не взаимодействует даже с активными металлами.

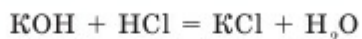
б) взаимодействует с основными оксидами с образованием соли и воды:



в) реагирует с основаниями и щелочами с образованием соли и воды:



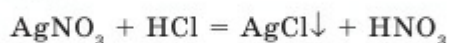
Голубой осадок гидроксида меди (II) при взаимодействии с соляной кислотой растворяется с образованием голубого раствора  $\text{CuCl}_2$ :



г) взаимодействует с солями с образованием соли и новой кислоты:



Ион хлора определяют ионами серебра, хлорид серебра – осадок белого цвета.



**Применение соединений хлора.** Соляная кислота играет большую роль в процессе пищеварения. В желудочном соке содержится 0,3% соляной кислоты. Она является биокатализатором и участвует в активации ферментов желудочного сока. Соляную кислоту применяют в легкой и пищевой промышленности, в производстве красок, фармацевтике, а также для получения хлоридов.

Широкое применение находят хлор и хлорсодержащие соединения (рис. 23).

Хлорид натрия  $\text{NaCl}$  используется для получения натрия, хлора, соляной кислоты, соды и удобрений.

Хлорид калия  $\text{KCl}$  – минеральное удобрение.

Хлорид кальция  $\text{CaCl}_2$  – осушитель газов, применяют также в медицине («горячий» укол).

Хлорид ртути  $\text{HgCl}_2$  используется в медицине как обеззараживающее средство, это ядовитое вещество.

Хлорид цинка  $\text{ZnCl}_2$  – для предохранения от гниения шпал и телефонных столбов (деревянных).

Хлорат калия  $\text{KClO}_3$  – бертолетова соль, используется в производстве спичек.



Хлорат натрия  $\text{NaClO}_3$  и гипохлорит натрия  $\text{NaClO}$  – гербициды (для борьбы с вредителями сельского хозяйства).

Гипохлорит кальция  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  и гипохлорит калия  $\text{KClO}$  – обеззараживающие и отбеливающие вещества.

#### А



1. Найдите ошибку в тексте.

Хлороводород относится к многоосновным кислородным кислотам. Хлороводород вступает только в реакции присоединения. Хлороводород – слабая кислота.

2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующему превращению:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}$ .
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия соляной кислоты с данными веществами:  $\text{Fe}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
4. Рассчитайте относительную плотность хлороводорода по воздуху и по водороду.
5. Рассчитайте массы 1 л хлора и хлороводорода при н.у.
6. Подготовьте презентацию по применению соединений хлора.

#### В

1. Приведите примеры соединений хлора, которые проявляют:
- только окислительные свойства;
  - только восстановительные свойства;
  - и окислительные, и восстановительные свойства.
2. Как меняются полярность и прочность связи в молекулах  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ?
3. Охарактеризуйте реакционную способность молекул галогенов по группе. Какая из приведенных реакций будет протекать? Напишите уравнения химических реакций.
- $$\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KBr} + \text{I}_2 \rightarrow$$
4. Определите степень окисления хлора в соединениях:  $\text{NaClO}$ ,  $\text{NaClO}_2$ ,  $\text{NaClO}_3$ ,  $\text{NaClO}_4$ . В какой из этих солей массовая доля хлора наибольшая?
5. Можно ли применять для осушения хлора и хлороводорода концентрированную серную кислоту и твердый гидроксид натрия?

#### С

1. Найдите массу хлорида натрия, необходимого для получения 70 л хлороводорода (н. у.). Какой объем 80%-го раствора серной кислоты ( $\rho = 1,73$  г/мл) потребуется для этой реакции?

*Ответ:* 182,8 г; 110,64 мл.

2. Рассчитайте объем водяных паров, необходимых для образования водорода, используемого для синтеза  $30 \text{ м}^3$  хлороводорода.

*Ответ:*  $15 \text{ м}^3 \text{ H}_2\text{O}$ .



## Лабораторный опыт №10

### Изучение свойств раствора хлороводородной кислоты

**Цель работы:** знать свойства кислоты.

**Реактивы и оборудование:** раствор соляной кислоты, щелочь (раствор), порошки железа, оксида кальция, раствор гидроксида кальция, карбонат кальция (порошок), пробирки.

**Ход работы.** Вспомните общие свойства кислот и качественную реакцию на  $\text{Cl}^-$  анион. Проведите соответствующие реакции. Напишите полное ионное и сокращенные уравнения реакций. Сделайте выводы.

#### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. **Галогены** – элементы 17(VII) группы – являются типичными неметаллами, *p*-элементы.

2. Они являются **окислителями**, принимают по одному электрону, проявляя степень окисления  $-1$ . Это свойство в группе сверху вниз ослабевает, т.к. в этом направлении увеличиваются атомные радиусы. Кроме фтора, остальные галогены проявляют в соединениях степени окисления  $-1, 0, +1, +3, +5, +7$ .

3. Галогены образуют летучие водородные соединения  $\text{HГ}$ . Водные растворы которых являются кислотами.

4. Оксиды галогенов относятся к кислотным оксидам, им соответствуют кислоты.

## §29 ЭЛЕМЕНТЫ 16(VI) ГРУППЫ. СЕРА

**Вспомните!**

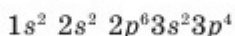
Где в периодической системе расположена сера? Какие соединения серы вам известны? Какие валентности проявляет сера в соединениях?

К элементам 16(VI) группы главной подгруппы относятся кислород, сера, селен, теллур. Мы подробнее остановимся на таком элементе, как сера.

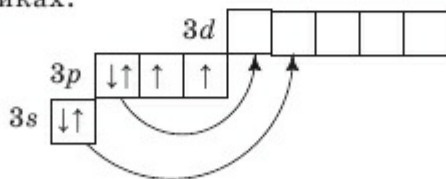
Сера – одно из немногих веществ, которое уже несколько тысяч лет известно человеку.

**Положение в Периодической системе.** Сера – элемент 3-го периода главной подгруппы VI группы (VIA). Атомный номер 16, относительная атомная масса 32, поэтому в ядре атома серы  $16_{16}^{16}\text{S}$  и  $16_{16}^{32}\text{S}$ , общее число электронов равно 16.

**Строение атома.** Электроны распределены по трем энергетическим уровням следующим образом:



Валентные электроны  $3s^2 3p^4$ , электроны располагаются в квантовых ячейках:



Поэтому сера проявляет валентности II, IV, VI, а степени окисления  $-2, 0, +4, +6$ ; соответствующие соединения  $\text{H}_2\text{S}, \text{S}, \text{SO}_2, \text{SO}_3$ . Оксиды серы являются кислотными оксидами, им соответствуют кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Физические свойства.** Сера – твердое вещество желтого цвета. Она плохо растворяется в воде и даже не смачи-

**Опорные слова!**

Аллотропные видоизменения серы, взаимодействие серы с простыми и сложными веществами, гипс, мирабилит, железный купорос

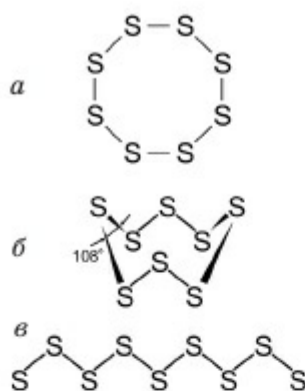


Рис. 28. Аллотропные видоизменения серы

вается водой, поэтому порошок серы всплывает. Сера не проводит электрический ток и теплоту,  $t^{\circ}_{пл} \approx 112^{\circ}\text{C}$ . Неспаренные электроны на внешней орбитали атома серы могут соединяться в цепочки.

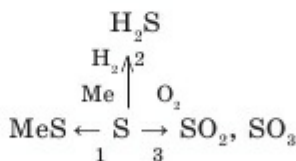
Сера существует в трех аллотропных видоизменениях: *a* – ромбическая (S<sub>8</sub>), *b* – моноклинная и *c* – пластическая (S<sub>8</sub>); две последние неустойчивы, они легко превращаются в ромбическую форму (рис. 28).

**Нахождение в природе.** В природе сера встречается в свободном состоянии (самородная сера), а также в виде соединений: сульфиды ZnS, PbS, FeS<sub>2</sub> (в РК – Балкаш и Восточный Казахстан), сульфаты (CaSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O, MgSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O) и т.д. Сера также встречается в составе нефти и каменного угля.

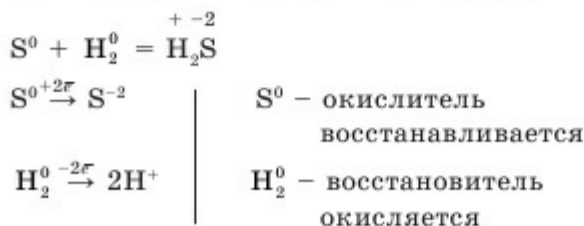
### Химические свойства серы

В химических реакциях сера проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства:

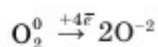
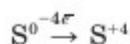
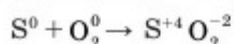
а) взаимодействует с простыми веществами:



- 1) С металлами образует сульфиды:  $\text{S}^0 + \text{Fe}^0 = \text{FeS}$ .
- 2) С водородом образует сероводород:



3) В процессе горения серы (рис. 29) образуется оксид серы (IV):

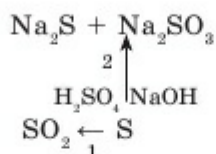


S <sup>0</sup> – восстановитель
окисляется
O <sub>2</sub> <sup>0</sup> – окислитель
восстанавливается

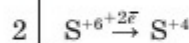
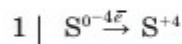
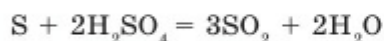


Рис. 29.  
Горение серы

б) взаимодействует со сложными веществами:



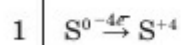
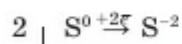
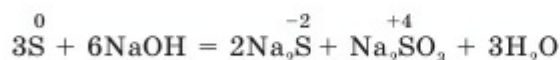
1) При взаимодействии с H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> сера является восстановителем.



S<sup>0</sup> – восстановитель окисляется

S<sup>+6</sup> – окислитель восстанавливается

2) При взаимодействии со щелочью NaOH образуются соли двух кислот:



S<sup>0</sup> – окислитель восстанавливается

S<sup>0</sup> – восстановитель окисляется

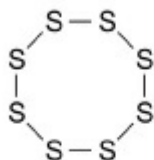
**Применение.** Сера широко используется в промышленности, медицине и в сельском хозяйстве. Порошок серы применяется для вулканизации каучука в промышленности. В медицине сера служит компонентом различных мазей. Ее используют в производстве спичек, черного пороха, а в сельском хозяйстве – для борьбы с вредителями растений.

**A**

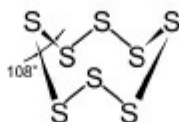


1. Что такое аллотропия? С чем связана аллотропия серы? Назовите по рисунку аллотропные видоизменения серы:

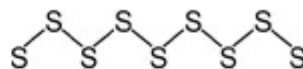
а)



б)



в)



2. Какие валентности проявляет сера в соединениях?  
3. В виде каких солей представлены природные соединения серы?

**B**

1. Степень окисления кислорода не соответствует номеру его группы, а степень окисления серы соответствует. Почему?  
2. Классифицируйте следующие соединения серы:  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $Na_2SO_3$ . Напишите их структурные формулы.  
3. Напишите уравнения реакции присоединения серы с простыми и сложными веществами и уравняйте их методом электронного баланса.

**C**

1. Какой объем оксида серы (IV) можно получить при сжигании 200 г вещества, содержащего 80% серы?

*Ответ: 112 л.*

2. Какую массу серы необходимо взять для получения 500 г 3% -го сероводорода?

*Ответ: 14,12 г.*



3. **Творческое задание.**

В результате реакции двух ядовитых газов образовалась жидкость и простое желтое вещество, не влияющее на окружающую среду. Назовите эти вещества. Напишите уравнение реакции.

**§30**

**СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ**



**Вспомните!**

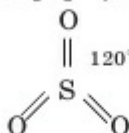
Какие вещества называются оксидами? Как они классифицируются? К каким оксидам относятся оксиды неметаллов?

**Оксиды серы.** Сера образует два оксида. Оксид серы (IV)  $\text{SO}_2$  (диоксид, сернистый газ) – это бесцветный удушливый газ с резким запахом (рис. 30). Оксид серы (VI)  $\text{SO}_3$  (триоксид, серный ангидрид) – это летучая бесцветная жидкость, затвердевающая уже при  $17^\circ\text{C}$ .

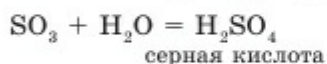


**Опорные слова!**  
Сернистый и серный ангидриды

Структурная формула  $\text{SO}_2$ :

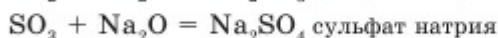
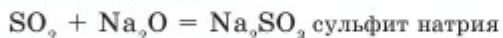


Оксиды серы проявляют кислотные свойства. При растворении в воде они образуют сернистую кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и серную кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

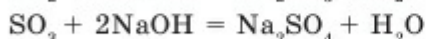
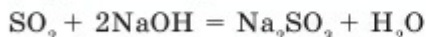


**Химические свойства:**

1) при взаимодействии с основными оксидами оксиды серы образуют соли:



2) при взаимодействии с основаниями образуют соль и воду:



**Оксид серы (IV) в окислительно-восстановительных реакциях проявляет и окислительные, и восстановительные свойства, так как сера находится в промежуточной степени окисления.**

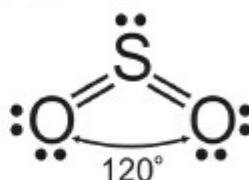
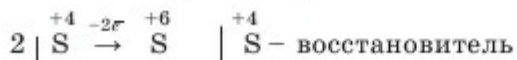
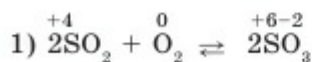
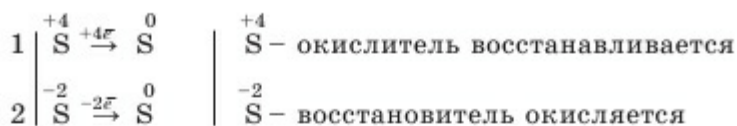
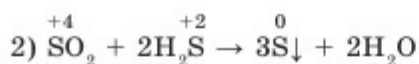
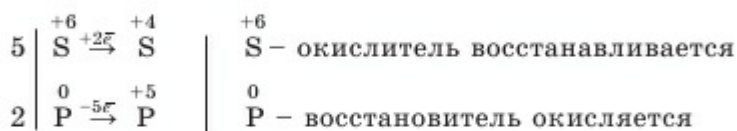
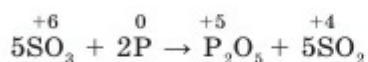


Рис. 30. Электронное строение оксида серы (IV)



**Оксид серы (VI) в окислительно-восстановительных реакциях проявляет только окислительные свойства (SO<sub>3</sub>), так как сера в этом соединении находится в высшей степени окисления.**



**Применение.** Оксиды серы токсичны. Оксид серы SO<sub>2</sub> используют для отбеливания сахара, ткани, шерсти, шелка, соломы. Так как оксид серы (IV) убивает многие микроорганизмы, им окуривают овощехранилища.

Оксид серы (VI) поражает дыхательные пути, при попадании на кожу вызывает тяжелые ожоги. Оксиды серы (VI) в атмосфере с каплями воды могут образовать кислотные дожди. Для предотвращения этого процесса устанавливают фильтры.

## А



- С какими веществами реагируют кислотные оксиды?
- Чем отличаются окислительно-восстановительные свойства оксидов серы (IV) и серы (VI), и какова их функциональная роль в ОВР?
- Найдите ошибку в тексте.* Сера образует три оксида: оксид серы S (IV) – SO<sub>2</sub> (сернистый газ или диоксид серы), желтого цвета, с острым удушливым запахом газ. Оксид серы (IV), акгидрид серы – SO<sub>3</sub>, летучая, бесцветная жидкость. Оксид серы (VIII) – SO<sub>4</sub>. Она хорошо растворяется в воде, в результате образует сернистую H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и серную кислоту H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, значит они кислотные оксиды.

## В

- Рассчитайте плотность сернистого газа по воздуху и по водороду.



2. Возможно ли собирать оксид серы (IV) методом вытеснения воды? Объясните.
3. Найдите в нижеприведенных реакциях, где сера является и окислителем, и восстановителем. Объясните причину.
  - а)  $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_3$
  - б)  $5\text{SO}_3 + 2\text{P} = \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{SO}_2$
  - в)  $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - г)  $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4$
  - д)  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

## С

1. Охарактеризуйте физико-химические свойства серы.
2. Определите формулу оксида, если  $m(\text{S}) : m(\text{O}) = 1 : 1$ . Рассчитайте плотность этого вещества по воздуху и массу 1 литра (н.у.).
3. Какой объем воздуха потребуется для окисления 30 м<sup>3</sup> оксида серы (IV)?

Ответ: 75 м<sup>3</sup> воздуха.



4. **Творческое задание.** Подготовьте эссе, презентацию на тему «Как предотвратить кислотные дожди?».

## §31 СЕРНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ



### Вспомните!

Дайте определение кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации. С какими веществами кислоты вступают в реакцию? При помощи каких индикаторов можно определить ионы водорода в растворе?

Серная кислота является одним из важнейших продуктов химической промышленности. Ежегодно в мире получают свыше 100 миллионов тонн серной кислоты.

### Физические свойства.

Серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – тяжелая бесцветная маслянистая жидкость, нелетучая, не имеет запаха.

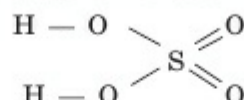


### Опорные слова!

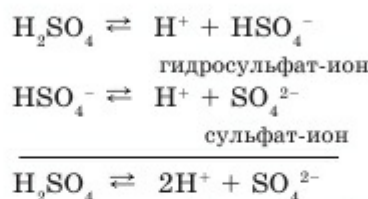
Серная кислота – окислитель, дегидратирующий реагент; гидросульфаты, сульфаты, качественная реакция на сульфаты

$\text{H}_2\text{SO}_4$  окрашивает индикаторы (лакмус, метилоранж) в красный цвет. Она хорошо растворяется в воде с выделением теплоты. **Запомните: при разбавлении серную кислоту, перемешивая стеклянной палочкой, небольшими количествами приливают к воде. Если сделать наоборот (влить воду в кислоту), произойдет разбрызгивание серной кислоты!**

Графическая формула серной кислоты:



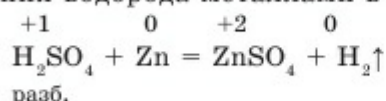
Серная кислота является сильным электролитом и диссоциирует в две ступени:



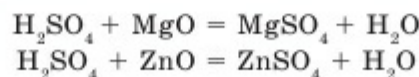
$\text{H}_2\text{SO}_4$  образует два ряда солей: кислые (гидросульфат натрия  $\text{NaHSO}_4$ ) и средние (сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ).

**Химические свойства.**

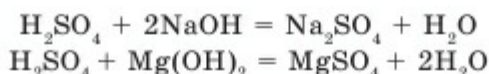
1) В зависимости от концентрации серная кислота по-разному реагирует с металлами. **Разбавленная серная кислота** взаимодействует только с металлами, стоящими в ряду активности металлов до водорода. Идет реакция замещения водорода металлами в кислоте.



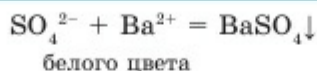
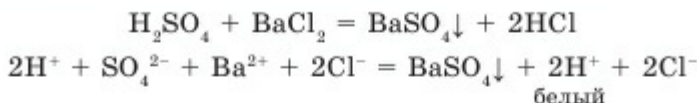
2) Серная кислота взаимодействует с основными и амфотерными оксидами:



3) Серная кислота взаимодействует со щелочами и нерастворимыми основаниями:



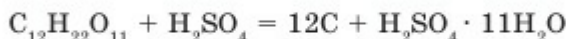
4) Серная кислота взаимодействует с солями:



Это качественная реакция на сульфат-ион, белый осадок  $\text{BaSO}_4$  не растворяется ни в воде, ни в кислоте.

**Применение.** Концентрированная серная кислота является дегидратирующим реагентом. Она обугливает сахар и бумагу.

Процесс обугливания сахара:



Серная кислота применяется в производстве красителей, взрывчатых веществ и лекарств. Ее используют для очистки нефтепродуктов, заливки аккумуляторов, получения солей и кислот.

Более 40% всей выпускаемой серной кислоты используется при получении минеральных удобрений; около 30% – для производства моющих средств, пластмассы, фтороводорода.

**Большое практическое значение имеют сульфаты.** Безводный сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  применяется в производстве соды и стекла. Глауберова соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  используется в медицине;  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  – в производстве минеральных красок; медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – для лечения больных растений и животных. Гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  находит широкое применение в медицине и строительстве. Железный купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  используют для дезинфекции.

#### А



1. Подготовьте сообщение о сере, оксидах серы, серной кислоте, сульфатах.
2. Из предложенных реакций найдите качественную реакцию на сульфат-ион  $\text{SO}_4^{2-}$ :
  - а)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ ;

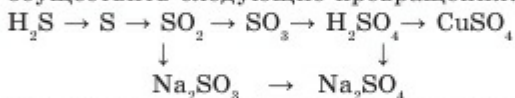
- б)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ ;  
 в)  $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 г)  $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  
 д)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .
3. Напишите уравнения реакции гидролиза тех солей, которые подвергаются гидролизу:  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ . С помощью каких индикаторов можно установить реакцию среды?
  4. Напишите уравнение реакции обжига халькозина ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.
  5. Определите формулу кристаллогидрата, если при нагревании 0,644 г кристаллогидрата сульфата натрия выделилось 0,284 г безводной соли.

## В

## 1. Творческое задание.

Даны цинк, сера и серная кислота. Как можно получить сероводород, используя эти соединения? Напишите соответствующие уравнения реакций. Какова роль сероводорода в окислительно-восстановительных реакциях?

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Найдите окислительно-восстановительные реакции, уравняйте их. Напишите уравнения реакции гидролиза солей, которые подвергаются гидролизу.

3. Какой объем газа выделится при взаимодействии 500 мл серной кислоты ( $\rho = 1,055$  г/мл) с магнием?  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 8,42\%$ .

*Ответ:* 10,15 л  $\text{H}_2$ .

4. Какую массу гидроксида натрия необходимо взять для нейтрализации 30 г 50%-го раствора серной кислоты?

*Ответ:* 12,24 г NaOH.

## С

1. Вычислите массу сульфата бария, который образуется при взаимодействии раствора хлорида бария объемом 50 мл и концентрацией 0,2 моль/л с 20%-м раствором сульфата натрия массой 30 г.

*Ответ:* 2,33 г  $\text{BaSO}_4$ .

2. Дана смесь сероводорода и кислорода в сосуде объемом 4 л. Смесь взорвали, продукты горения обработали водой, при

этом образовалась 1% -я кислота массой 440 г. Определите объемы исходных газов.

*Ответ:*  $V(\text{H}_2\text{S}) = 1,2$  л,  $V(\text{O}_2) = 2,8$  л.

3. Через раствор гидроксида натрия было пропущено 100 л воздуха, содержащего сернистый газ. К полученному раствору добавили раствор иода до обесцвечивания, при этом образовалась соль массой 7 г. Соответствует ли санитарной норме очищенный таким способом воздух, если ПДК сернистого газа – 0,01 мг/мл?

*Ответ:* не соответствует.

4. Рассчитайте объем 20% -го раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,225$  г/мл), необходимого для полного поглощения сернистого газа, полученного при обжиге сульфида цинка массой 200 г, содержащего 6% примеси.

*Ответ:*  $V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = 632,86$  мл.



## Практическая работа №5

### Изучение химических свойств разбавленной серной кислоты и ее солей

**Цель работы:** знать общие и специфические свойства серной кислоты.

**Ход работы.** Вспомните общие для всех кислот свойства и проведите эти опыты с серной кислотой.

1) Действие разбавленной серной кислоты на индикаторы.

2) Проведите реакции разбавленной серной кислоты с оксидами, щелочами (гидроксидами) и солями.

Напишите уравнения реакций проведенных опытов.

Сделайте выводы.

### Словарь

Русский	Казахский	Английский
закономерности изменения структуры и свойств в ряду галогенов F – Cl – Br – I	галогендер қатарында құрылымы мен қасиеттерінің өзгеру заңдылықтары F – Cl – Br – I	patterns of structural changes and properties in the series of halogens F – Cl – Br – I

продолжение:

хлороводородная кислота и ее свойства	хлорсутек қышқылы және оның қасиеттері	hydrochloric acid and its properties
качественная реакция на ион хлора	хлорид ионына сапалық реакция	qualitative reaction to the chlorine ion
сера и ее аллотропические видоизменения	күкірт және оның аллотропиялық түрөзгерістері	sulfur and its allotropic modifications
соединения серы	күкірт қосылыстары	sulfur compounds
серная кислота и ее соли	күкірт қышқылы және оның тұздары	sulfuric acid and its salts
качественная реакция на сульфат ион	сульфат ионына сапалық реакция	qualitative reaction to sulfate ion

## ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Сера встречается в природе в самородном состоянии, а также в виде соединений (сульфиды, сульфаты).

2. Сера в соединениях проявляет степени окисления  $-2$ ,  $+4$ ,  $+6$ .  $S^{-2}$  – восстановитель,  $S^{+6}$  – окислитель, а  $S^{+4}$  – и окислитель, и восстановитель.

3. Сера существует в трех аллотропных видоизменениях: **ромбическая, пластическая и моноклинная**. Самая устойчивая – ромбическая.

4. Сернистая кислота  $H_2SO_3$  – кислота средней силы, существует только в растворе. В химических реакциях проявляет и окислительные, и восстановительные свойства. Соли сернистой кислоты называются **сульфитами**.

5. Серная кислота  $H_2SO_4$  – сильный окислитель. Это основной «хлеб» химической промышленности. Она является дегидратирующим реагентом. Соли этой кислоты называются **сульфатами**.

Оксид серы (VI), растворяясь в безводной серной кислоте, образует олеум.

**РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ТЕМУ «РАСЧЕТ МАССОВОЙ  
ОБЪЕМНОЙ ДОЛИ ВЫХОДА ПРОДУКТА  
ПО СРАВНЕНИЮ С ТЕОРЕТИЧЕСКИ ВОЗМОЖНЫМ»**

**Алгоритм расчета выхода продукта реакции**

1. Кратко записать условие задачи.
2. Написать уравнение реакции.
3. Рассчитать количество вещества ( $\nu$ ), относительную молярную массу ( $M$ ), массу ( $m$ ) и объем ( $V$ ) для газообразных веществ. Записать эти значения под формулами веществ в уравнении реакции.
4. Рассчитать по уравнению реакции (по условию задачи) выход продукта реакции ( $\nu$ ,  $m$ ,  $V$ ). Это будет теоретический выход.
5. Теоретический выход принимается за 100%, практический выход рассчитывается по формуле:

$$\eta = \frac{m_{\text{пр.}} \cdot 100\%}{m_{\text{теор.}}}, \text{ где } \eta - \text{выход.}$$

6. Записать ответ.

**Задача 1.** Каков выход аммиака, если при взаимодействии 10 л азота с водородом образовалось 15 л аммиака? Объемы газов определены при одинаковых условиях.

① Дано:

$$V(\text{N}_2) = 10 \text{ л}$$

$$V(\text{NH}_3) = 15 \text{ л}$$

$$\text{Н/н: } \eta(\text{NH}_3) - ?$$

② Решение:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

③ $\nu$ , моль	1	2	
$V$ , л	22,4	44,8	

④ По закону объемных отношений газов можно составить пропорцию и решить ее.

$$V(\text{N}_2) : V(\text{NH}_3) = 22,4 : 44,8 = 1 : 2$$

$$1 \text{ л } (\text{N}_2) : 2 \text{ л } (\text{NH}_3) = 10 \text{ л } (\text{N}_2) : x \text{ л } (\text{NH}_3)$$

$$x = 20 \text{ л } \text{NH}_3$$

По уравнению должно образоваться 20 л аммиака  $\text{NH}_3$ .

⑤  $20 \text{ л } (\text{NH}_3) : 100\% = 15 \text{ л } (\text{NH}_3) : x\% \quad x = 75\%$

⑥ Ответ:  $\eta = 75\%$ .

**Задача 2.** При разложении 200 кг карбоната кальция образовалось 100 кг оксида кальция. Определите выход оксида кальция.

<p>① Дано:</p> <p><math>m(\text{CaCO}_3) = 200 \text{ кг}</math></p> <p><math>m(\text{CaO}) = 100 \text{ кг}</math></p> <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> <p>Н/н: <math>\eta(\text{CaO}) - ?</math></p>	<p>② Решение: <math>\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow</math></p> <p>③ <math>\nu</math>, моль            1            1</p> <p><math>M_r</math>                    100        56</p> <p><math>M</math>, г/моль    100        56</p> <p><math>m</math>, г                100        56</p>
--	--

④  $100 \text{ кг}(\text{CaCO}_3) : 56 \text{ кг}(\text{CaO}) = 200 \text{ кг}(\text{CaCO}_3) : x \text{ кг}(\text{CaO})$   
 $x = 112 \text{ кг}(\text{CaO})$

⑤  $112 \text{ кг} \text{CaO} : 100\% = 100 \text{ кг} : x\%$   
 $x = 89,3\%$

⑥ Ответ:  $\eta = 89,3\%$ .

**II. Алгоритм определения массы  
(объема, количества вещества) реагирующих веществ  
при известных выходе и массе продукта реакции**

1. Кратко записать условие задачи.
2. Написать уравнение реакции.
3. Определить необходимые количественные характеристики ( $\nu$ ,  $M_r$ ,  $M$ ,  $m$ ,  $V$ ) и записать их под соответствующими формулами веществ в уравнении.
4. Найти массу (объем, количество вещества) реагирующих веществ.
5. Найти массу при 100%-м выходе продукта реакции.
6. Записать ответ.

**Задача.** При пропускании через известковую воду углекислого газа образовался осадок карбоната кальция массой 150 г, выход которого составил 85% от теоретически возможного. Какой объем (н.у.) углекислого газа поглощен известковой водой?

<p>① Дано:</p> <p><math>m(\text{CaCO}_3) = 150 \text{ г}</math></p> <p><math>\eta(\text{CaCO}_3) = 85\%</math></p> <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> <p>Н/н: <math>V(\text{CO}_2) - ?</math></p>	<p>② Решение: <math>\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>③ <math>\nu</math>, моль    1            1</p> <p><math>M_r</math>            44           100</p> <p><math>M</math>, г/моль    44           100</p> <p><math>m</math>, г            44           100</p> <p><math>V</math>, л            22,4</p>
---	---



$$\textcircled{4} 150 \text{ г CaCO}_3 : 85\% = x \text{ г CaCO}_3 : 100\%$$

$$x = 176,4 \text{ г CaCO}_3$$

$$\textcircled{5} 100 \text{ г CaCO}_3 : 22,4 \text{ л CO}_2 = 176,4 \text{ г CaCO}_3 : x \text{ л CO}_2$$

$$x = 39,53 \text{ л CO}_2$$

$$\textcircled{6} \text{ Ответ: } V(\text{CO}_2) = 39,53 \text{ л.}$$

**III. Алгоритм определения массы  
(объема, количества вещества) продукта реакции  
при его известном практическом выходе**

1. Кратко записать условие задачи.
2. Написать уравнение реакции.
3. Определить необходимые количественные характеристики ( $v$ ,  $M_r$ ,  $M$ ,  $m$ ,  $V$ ) и записать их под соответствующими формулами веществ в уравнении.
4. По уравнению реакции рассчитать массу (объем, количество вещества) продукта реакции.
5. Приняв вычисленную массу за 100%, найти массу (объем, количество вещества) продукта, соответствующего условию задачи.
6. Записать ответ.

**Задача.** Сульфат меди массой 320 г прореагировал с достаточным количеством гидроксида натрия. Рассчитайте массу гидроксида меди (II), выпавшего в осадок, если выход продукта реакции составляет 80%.

$\textcircled{1}$  Дано:

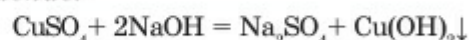
$$m(\text{CuSO}_4) = 320 \text{ г}$$

$$\eta(\text{Cu(OH)}_2) = 80\%$$

Н/н:

$$m(\text{Cu(OH)}_2) = ?$$

$\textcircled{2}$  Решение:



$\textcircled{3}$   $v$ , моль 1

1

$$M_r \quad 160 \quad 98$$

$$M, \text{ г/моль} \quad 160 \quad 98$$

$$m, \text{ г} \quad 160 \quad 98$$

$$\textcircled{4} 160 \text{ г CuSO}_4 : 98 \text{ г Cu(OH)}_2 = 320 \text{ г CuSO}_4 : x \text{ г Cu(OH)}_2$$

$$x = 196 \text{ г Cu(OH)}_2$$

$$\textcircled{5} 196 \text{ г Cu(OH)}_2 : 100\% = x \text{ г Cu(OH)}_2 : 80\%$$

$$x = 156,8 \text{ г}$$

$$\textcircled{6} \text{ Ответ: } m(\text{Cu(OH)}_2) = 156,8 \text{ г.}$$



**Решите задачи самостоятельно.**

1. Чтобы получить аммиак массой 3,8 г, какой объем (н.у.) азота и водорода необходимо взять? Практический выход аммиака 25,12% от теоретически возможного.
2. Какая масса оксида металла образуется из 23,4 г гидроксида алюминия с выходом 92% от теоретически возможного.
3. В реакции оксида железа (III) и оксида углерода (II) получено 11,2 г железа, практический выход 80%. Найдите массу оксида железа (III).
4. При восстановлении оксида железа (III) массой 120 г углеродом образовалось железо массой 67,2 г. Найдите практический выход (%) железа от теоретически возможного.
5. При синтезе водорода массой 1 г с хлором образовалось 32 г хлороводородного газа. Определите массовую долю продукта от теоретически возможного выхода.

## §32 АЗОТ



**Вспомните!**

Дайте полную характеристику азота по его положению в Периодической системе. Какие соединения азота вам известны?



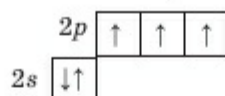
**Опорные слова!**

Степени окисления азота, тройная связь, химические свойства, окислительные и восстановительные свойства азота

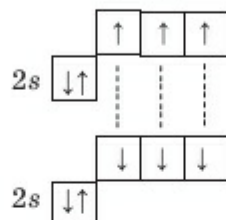
Азот впервые был открыт английским ученым Д. Резерфордом в 1772 году. В дальнейшем свойства азота исследовали ученые А. Лавуазье, К. Шееле, Г. Кавендиш, которые в 1887 году и предложили термин «азот», что в переводе с греческого означает «безжизненный».

**Положение в Периодической системе.** Азот – элемент 2-го периода главной подгруппы V группы (VA), атомный номер 7. Относительная атомная масса 14. В ядре атома азота находятся 7 протонов и 7 нейтронов ( $A_r = 14$ ), общее число электронов 7. Атом азота имеет следующую электронную конфигурацию:  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Конфигурация валентных электронов:  $2s^2 2p^3$ .

## Строение молекулы азота



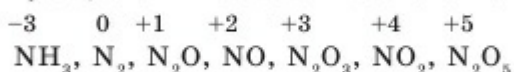
Азот в основном состоянии трехвалентен. Степени окисления азота  $-3$ ,  $0$ ,  $+3$ ; соответствующие этим степеням окисления соединения:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ .



Образование связи  
в молекуле  
азота

Из-за отсутствия  $d$ -орбитали на внешнем уровне его электроны разъединяться не могут, однако атом азота может отдать с  $2s$ -подуровня один электрон другим более электроотрицательным атомам, при этом азот проявляет степень окисления  $+1$ , далее  $+2$ ,  $+3$ ,  $+4$ ,  $+5$ .

Соответствующие этим степеням окисления соединения:



Из этих оксидов  $\text{N}_2\text{O}$  и  $\text{NO}$  являются несолеобразующими оксидами. Остальным оксидам соответствуют кислоты: азотистая –  $\text{HNO}_2$ , азотная –  $\text{HNO}_3$ .

**Получение.** В промышленности азот получают ректификационным (ректификация – очищение) разделением сжиженного воздуха.

$$t_{\text{кип.}}^{\circ}(\text{O}_2) = -185^{\circ}\text{C} \quad t_{\text{кип.}}^{\circ}(\text{N}_2) = -196^{\circ}\text{C}$$

**Физические свойства.** Азот – газ без цвета и запаха,  $D$  (воздух) = 0,97,  $D$  ( $\text{H}_2$ ) = 14, плохо растворяется в воде, не поддерживает горения и дыхания. При температуре  $-196^{\circ}\text{C}$  азот сжижается.

В свободном состоянии азот находится в воздухе, занимая 78% по объему (рис. 31). В почве азот содержится в небольших количествах в виде нитратов.

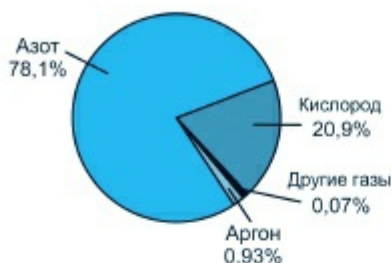


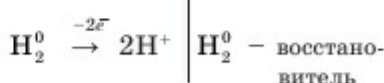
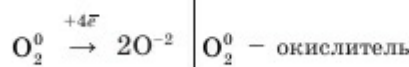
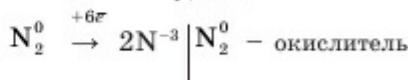
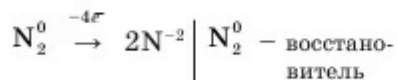
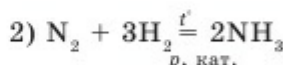
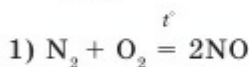
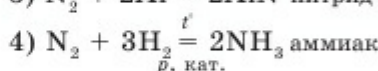
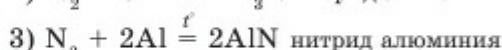
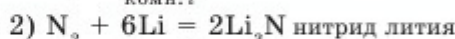
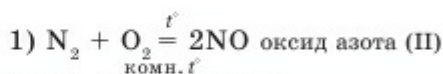
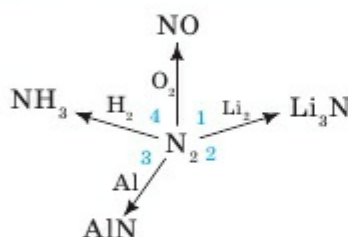
Рис. 31. Состав воздуха

Природные соединения азота: чилийская селитра  $\text{NaNO}_3$  и индийская селитра  $\text{KNO}_3$ .

Кроме того, азот входит в состав растений и организмов животных в виде жизненно важного органического соединения – белка.

В молекуле азота атомы соединены между собой тройной связью, поэтому при обычных условиях азот малоактивен.

**Химические свойства.** В химических реакциях азот проявляет и окислительные, и восстановительные свойства. При взаимодействии с кислородом и фтором азот проявляет восстановительные свойства; а с фосфором, алюминием и водородом – окислительные.



Азот реагирует с кислородом при температуре  $2000^\circ\text{C}$ . В природе эта реакция происходит при электрических разрядах в атмосфере во время грозы.

**Применение.** Жидкий азот используют в химическом синтезе для создания инертной среды, в охлаждающих системах и в медицине. В основном азот применяют для синтеза аммиака  $\text{NH}_3$ .

Соединения азота находят применение в производстве минеральных удобрений.

**А**

1. Дайте характеристику азота по его месту в Периодической системе, физическим и химическим свойствам. Правильно ли дано название азоту?
2. Какое свойство показывает азот в химических реакциях? В каких случаях он окислитель, в каких – восстановитель?
3. Какова формула валентных электронов элементов подгруппы азота?
4. Дайте объяснение химической инертности молекулярного азота.

**В**

1. Определите относительную плотность азота по кислороду, хлору и водороду.
2. Вычислите массовую долю азота в этих соединениях:  
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ .

**С**

1. Какая масса азота содержится в 100 л воздуха?  
*Ответ: 97,5 г.*
2. Сколько граммов азота содержится в 10 л воды, если в 1 л воды растворяется  $6,8 \cdot 10^{-4}$  моль азота.  
*Ответ: 0,19 г.*



Лабораторный опыт №11

**Модель молекулы азота**

**Задание.** Приготовьте модель азота ( $\text{N}_2$ ) из пластилина или из шаростержневых моделей (рис. 31), покажите связи.

**Вопросы.**

1. Какую химическую связь имеет молекула азота?
2. Какова валентность азота?

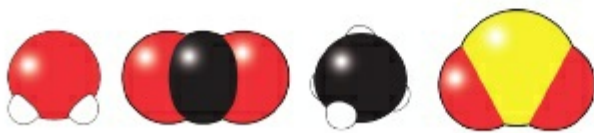


Рис. 31. Шаростержневые модели молекул

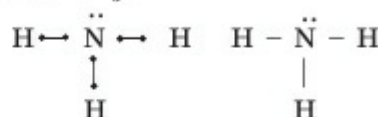
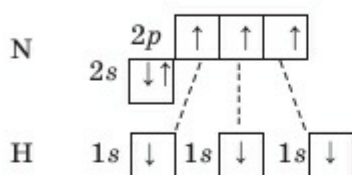
### §33 АММИАК



#### Вспомните!

Что вы знаете о нашатырном спирте? Где он применяется? Каковы его свойства?

#### Строение молекулы аммиака $\text{NH}_3$ .



Электронная и графическая формулы аммиака



### Лабораторный опыт №12

#### Модель молекулы аммиака

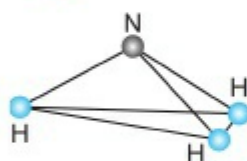


Рис. 32.

Пространственная формула аммиака

**Задание.** Сделайте модель молекулы аммиака ( $\text{NH}_3$ ) (рис. 32) из пластилина и (или) шаростержневых моделей.

#### Вопросы.

1. Какая химическая связь образуется в молекуле аммиака?
2. Какова валентность и степень окисления азота в соединении?

### §34 СВОЙСТВА АММИАКА, ПОЛУЧЕНИЕ И ПРИМЕНЕНИЕ



#### Опорные слова!

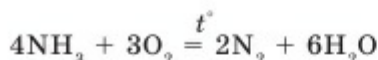
Аммиак, гидроксид аммония, аммиачная вода, качественная реакция на ион аммония, разложение солей аммония

#### Физические свойства.

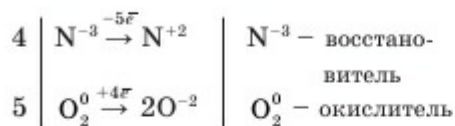
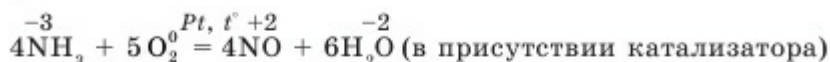
Аммиак ( $\text{NH}_3$ ) – бесцветный газ с резким удушливым запахом, хорошо растворим в воде ( $1V \text{H}_2\text{O} : 700 V \text{NH}_3$ ), почти в два раза легче воздуха ( $D(\text{возд.}) = 0,59$ ;  $D(\text{H}_2) = 8,5$ ), сжигается при температуре  $-33,4^\circ\text{C}$ .

**Химические свойства.** В химических реакциях аммиак проявляет восстановительные свойства.

1) Горение аммиака:



2) Каталитическое окисление аммиака:



3) Аммиак вступает и в реакции присоединения, проявляя основные свойства. При соприкосновении двух стеклянных палочек, смоченных в растворах аммиака и концентрированной соляной кислоты, появляется белый туман ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) (рис. 33).

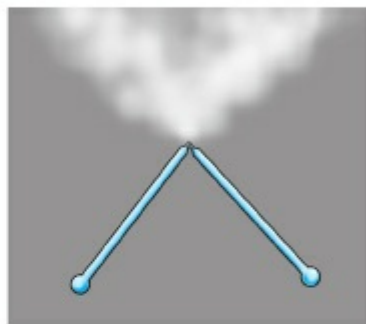
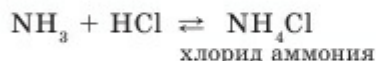
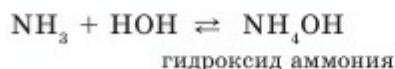


Рис. 33. Образование хлорида аммония (белый туман)



4) Если заполненную аммиаком склянку со вставленной трубкой опустить в кристаллизатор с водой с несколькими каплями фенолфталеина, то через некоторое время вода поднимается по трубке, образуя раствор малинового цвета, что свидетельствует об образовании гидроксида аммония (рис. 34).



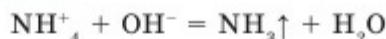
### Творческое задание.

Как вы думаете, чем обусловлено малиновое окрашивание фенолфталеина? Попробуйте написать уравнение диссоциации гидроксида аммония.



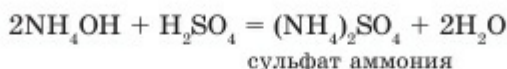
Рис. 34. Растворение аммиака в воде: а – склянка с газобразным аммиаком; б – кристаллизатор с водой и фенолфталеином

$\text{NH}_4\text{OH}$  – нашатырный спирт, или аммиачная вода (гидроксид аммония), – неустойчивое, слабое основание, при нагревании разлагается:



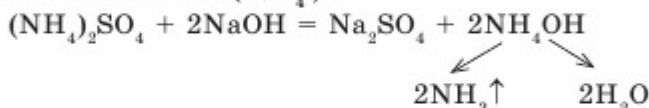
**Каков знак теплового эффекта реакции в прямом направлении?**

Аммиак и гидроксид аммония вступают во взаимодействие с кислотами:



**Какие свойства характеризует это взаимодействие?**

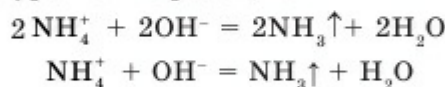
При добавлении раствора щелочи к солям аммония выделяется аммиак, это качественная реакция на соли аммония и аммоний-катион ( $\text{NH}_4^+$ ):



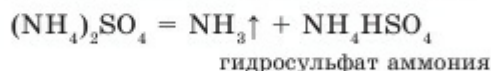
Ионное уравнение реакции:



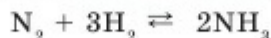
Сокращенное уравнение реакции:



Соли аммония при нагревании разлагаются:

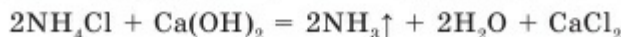


**Получение аммиака.** В промышленности аммиак получают посредством синтеза из простых веществ.



Условия протекания этой реакции:  $t^\circ = 450^\circ\text{C}$ ,  $p = 30$  МПа, катализаторы –  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  и платиновые металлы.

В лаборатории аммиак получают нагреванием смеси кристаллических хлорида аммония и гидроксида кальция:



Полученный аммиак можно определить с помощью смоченной водой фенолфталеиновой бумаги.

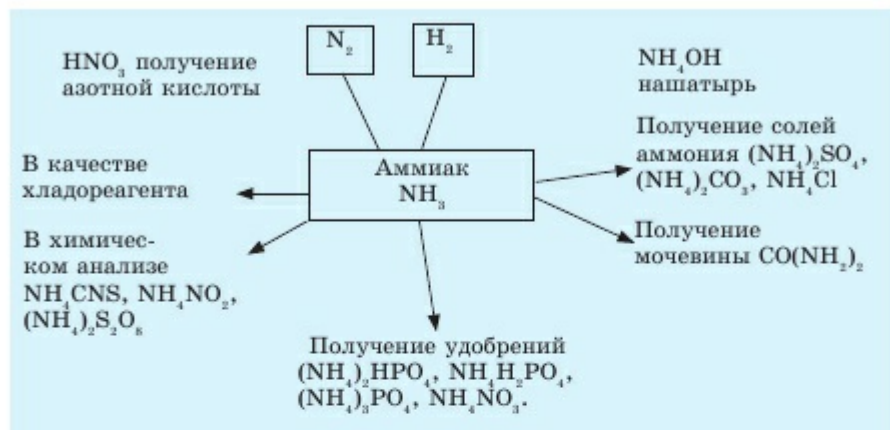
**Применение.** Аммиак применяется для производства азотной кислоты и азотных удобрений. Гидроксид аммония – на-



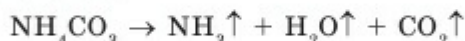
шатырный спирт – широко используется в медицине и в быту. Применение аммиака указано на *схеме 2*.

В нашей стране аммиак получают в г. Актау (АО «Каз Азот»).

Схема 2. Применение аммиака



Кислую соль  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  используют в качестве разрыхлителя теста. Такие соли относятся к «летучим»: если их оставить открытыми на воздухе, то через какое-то время они полностью улетучатся.

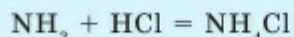


Соли аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  (дигидрофосфат аммония),  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  (гидрофосфат аммония) являются минеральными удобрениями.



**Это интересно!**

Бывает ли дым без огня? Оказывается, бывает.



#### А



1. Напишите уравнения реакции, характеризующие химические свойства гидроксида аммония.
2. Расскажите о лабораторном способе получения аммиака.
3. Какое из этих веществ распадается на аммиак?  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .

#### В

1. Расскажите о восстановительных свойствах аммиака. Приведите примеры.

- Объясните образование химической связи в молекуле аммиака.
- Где применяются соединения азота?

## С

- Расскажите о промышленном способе получения аммиака. Объясните условия синтеза с точки зрения принципа Ле-Шателье – Брауна.
- Что вы знаете о солях аммония? Приведите уравнения, характеризующие их химические свойства.
- В предложенных уравнениях найдите качественную реакцию на ион  $\text{NH}_4^+$ . Напишите полное и сокращенное уравнение реакций.
  - $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ;
  - $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ ;
  - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \uparrow$ .
  - $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ .



## Практическая работа №6

## Получение аммиака и изучение его свойств

**Цель работы:** получение и изучение свойств аммиака.

**Реактивы и оборудование.** Хлорид аммония, гидроксид кальция (сухие), конц. р-р соляной, серной кислоты,  $\text{AlCl}_3$ , фенолфталеиновая бумага, фарфоровая чашка, стеклянная палочка или шпатель, термостойкая пробирка с газоотводной трубкой, пробирки, пробка с прямой газоотводной трубкой, штатив, спиртовка, спички, кристаллизатор с водой.

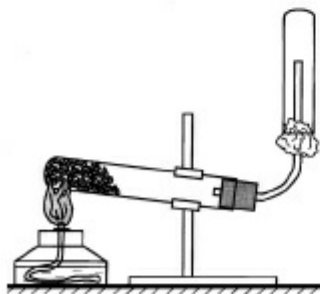


Рис. 35. Прибор для получения аммиака

**Опыт 1.** Соберите прибор, изображенный на рис. 35. На лист бумаги или в небольшую фарфоровую чашку (можно ступку) насыпьте хлорид аммония и гидроксид кальция объемом по одной ложечке (ложечка для сжигания веществ). Смесь необходимо очень осторожно, низко не наклоняясь, растереть до однородного состояния, только потом перенести в сухую

пробирку. Закрыв ее пробкой с газоотводной трубкой, укрепите в лапке штатива.

При укреплении прибора в лапке штатива обратите внимание на наклон пробирки к ее отверстию. На газоотводную трубку наденьте сухую пробирку для собирания аммиака.

Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция прогрейте сначала всю (2–3 движениями пламени), а затем нагревайте в том месте, где находится смесь. Для обнаружения аммиака поднесите к отверстию перевернутой вверх дном пробирки влажную фенолфталеиновую бумажку. Обнаружив аммиак, приблизьте к отверстию пробирки стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Теперь прекратите нагревание смеси. Пробирку, в которой собран аммиак, плавно снимите с газоотводной трубки, держа ее вверх дном (конец газоотводной трубки сразу же после снятия с нее пробирки с аммиаком закройте кусочком мокрой ваты).

Немедленно закройте отверстие снятой пробирки с аммиаком пробкой с прямой газоотводной трубкой и, не открывая, опустите в стакан с водой. Что наблюдаете? Почему в пробирке поднялась вода? Аммиак поднимется по трубке, можно будет наблюдать эффектный «фонтан».

#### **Вопросы.**

1. Почему пробирку со смесью веществ нужно укреплять в лапке штатива, в данном случае наклонно с приподнятым дном? Запись уравнения реакции между хлоридом аммония и гидроксидом кальция облегчит ваш ответ.

2. Почему аммиак собирают в перевернутую вверх дном пробирку? Какие еще газы можно собирать таким способом?

3. Что можно наблюдать, если вместо соляной кислоты поднести на палочке к отверстию пробирки с аммиаком концентрированную азотную кислоту? Напишите уравнение реакции.

**Опыт 2.** В пробирку налейте раствор аммиака в воде объемом 4–5 мл и добавьте в него 2–3 капли раствора фенолфталеина. Каков цвет раствора? Нагрейте этот раствор до кипения. Как изменился цвет раствора? Почему? Напишите уравнение реакции.

**Опыт 3.** Налейте в пробирку раствор аммиака в воде объемом 4–5 мл. Добавьте в него 2–3 капли раствора фенолфталеина и приливайте к нему по каплям раствор серной кислоты до исчезновения малиновой окраски. Почему исчезла окраска? Напишите ионные уравнения реакций (полное и сокращенное).

**Опыт 4.** В пробирку налейте раствор хлорида алюминия объемом 2–3 мл и добавьте раствор аммиака в воде такого же объема. Что наблюдаете? Напишите ионные уравнения реакций (полное и сокращенное).

### §35 ПРОИЗВОДСТВО АММИАКА



**Вспомните!**

*Азот, водород, физико-химические свойства, химическая связь в них.*

Хотя азот составляет по объему 78% воздуха, из-за высокой прочности его молекулы связывание азота оказалось трудноразрешимой проблемой.

Решение этой проблемы было найдено французским ученым Ле Шателье в его исследованиях. Метод синтеза аммиака из простых веществ на основе работы Ле Шателье был предложен в 1913 г. К. Бошем (рис. 36).

#### Синтез аммиака

Вы знаете, что для обеспечения высокой урожайности сельскохозяйственных культур требуется большое количество



Рис. 36. Синтез аммиака: 1 – колонка синтеза; 2 – холодильник; 3 – конденсационная колонка; 4 – перегонный аппарат.

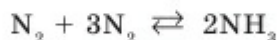
удобрений, богатых азотом. Еще азотсодержащие вещества входят в состав взрывчатых веществ. Их используют в качестве взрывчатки в строительных, горно-рудных работах, а также в оборонной промышленности. Источником азота на земле является атмосферный азот (78% по объему). Перед учеными стояла проблема «связывания» атмосферного азота в форму азотсодержащего вещества – удобрения, хорошо растворяемого в воде, чтобы оно легко усваивалось растительным миром. Такой промышленно важный процесс называется **фиксацией азота**, или **процессом Габера**.



**Опорные слова!**  
Процесс Габера,  
циркуляционный  
принцип

Проблема состояла в том, что молекула азота обладает чрезвычайно низкой реакционной способностью. Его инертность объясняется прочностью тройной связи между атомами азота  $N \equiv N$ . В природе связывание атмосферного азота осуществляется при помощи особых бактерий, которые размножаются в корнях некоторых растений (клевер, люцерна и некоторые бобовые культуры).

Немецкие химики Ф. Габер и К. Бош предложили синтезировать аммиак с приемлемым выходом. Уравнение этой реакции:



В 1913 году был разработан процесс, который можно было осуществить: крупнотоннажное производство синтетического аммиака из атмосферного азота. Получаемый аммиак превращается в азотную кислоту и аммонийные соли (сульфат аммония, гидрофосфат аммония, нитрат аммония). Эти соли используются в качестве удобрений (схема 3).

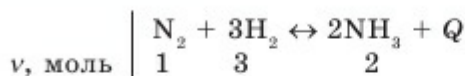
Схема 3. Технологическая схема производства аммиака



Установление равновесия в промышленных производствах с многотоннажным выходом – нежелательное явление. Поэтому изысканы способы смещения равновесия химической реакции в нужном направлении.

### Как это достигается?

**Остановимся на этой проблеме.** Рассмотрим реакцию синтеза аммиака:



По принципу Ле Шателье можно предположить, что равновесие сместится в сторону образования аммиака при низкой температуре, т.к. реакция экзотермическая. Но при низкой температуре реакция идет медленно. Для достижения приемлемой скорости выбрана температура 460–550°C. Для решения этой проблемы необходимо было разработать катализатор, который бы обеспечивал быстрое достижение равновесия при сравнительно невысокой температуре. Таким катализатором этого процесса является смесь железа с оксидами металлов.

### Какое давление необходимо для повышения выхода аммиака?

По уравнению синтеза аммиака видно общее количество участвующих веществ, уменьшившееся с четырех до двух молей. Следовательно, повышение давления сместит равновесие в сторону образования аммиака. Оборудование, рассчитанное на очень высокое давление, стоит дорого. Поэтому обычно процесс проводят при давлении  $\approx 350$  атм.

При таких условиях за один проход газовой смеси (азота с водородом) через катализатор выход продукта составляет  $\approx 30\%$ . Поэтому полученную газовую смесь охлаждают, жидкий аммиак отделяют. Непрореагировавшие азот и водород вновь подогревают и пропускают через катализатор под давлением. Такой технологический принцип называется **циркуляционным**. Добавление дополнительного количества азота и водорода в равновесную систему также вызовет смещение равновесия в сторону образования дополнительного количества аммиака.

Процесс Габера является очень энергоемким, несмотря на то, что реакция является экзотермической. Энергия затрачивается на нагрев газовой смеси до реакции и после конденсации аммиака. Подбор условий промышленного производства аммиака является ярким примером успешного практического применения принципа Ле Шателье.

Таким образом, мы рассмотрим три способа, с помощью которых можно сместить химическое равновесие, это:

- 1) добавление в равновесную систему дополнительного количества реагентов ( $N_2, H_2$ ) и удаление образующегося в ней продукта ( $NH_3$ );
- 2) температура ( $\approx 500^\circ C$ );
- 3) давление ( $\approx 350$  атм).

Катализатор используется до ускорения процесса установления химического равновесия.

### А



1. Почему при синтезе  $NH_3$  используется циклический принцип?
2. Сколько тепла поглощается при разложении аммиака объемом  $5 \text{ м}^3$ ?



*Ответ:* 5155,13 кДж.

### В

1. Напишите ионное уравнение взаимодействия соли аммония и щелочи. Рассчитайте объем (н.у.) аммиака, который выделится из хлорида аммония при воздействии на него 250 мл раствора гидроксида натрия концентрацией 20 моль/л. Какова масса  $NH_4Cl$ , использованная в этой реакции?

*Ответ:* 11,2 л  $NH_3$ , 26,75 г  $NH_4Cl$ .

2. Определите объемные доли газов в образовавшейся смеси при разложении 30% аммиака.

*Ответ:* 53,85%  $NH_3$ , 34,61%  $H_2$ , 11,54%  $N_2$ .

### С

1. В контактный аппарат направлена газовая смесь в объемном отношении 2 : 5 ( $N_2$  и  $H_2$ ). Определите объемные доли газов в смеси, вышедшей из контактного аппарата в момент использования 80% азота. Как изменяется давление?

*Ответ:* 84,21%  $NH_3$ , 5,25%  $H_2$ , 10,5%  $N_2$ ;  
давление уменьшится в 1,84 раза.

2. Газ аммиак объемом 500 мл (н.у.) пропущен через 100 мл раствора серной кислоты концентрацией 0,05 моль/л для получения сульфата аммония. Рассчитайте объемную долю поглощенного газа.

Ответ: 44,8%

### §36 СПЕЦИФИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ И НИТРАТОВ



#### Вспомните!

Основность и диссоциация азотной кислоты. Как индикаторы реагируют на растворы кислот? Определите степень окисления азота в азотной кислоте.

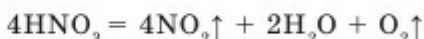
**Азотная кислота** – непрочная одноосновная кислота, является сильным окислителем, степень окисления азота +5.

Азотная кислота окрашивает индикаторы (синий лакмус, метилоранж) в красный цвет. Под действием света азотная кислота частично разлагается с выделением  $\text{NO}_2$ , постепенно темнея. Поэтому растворы азотной кислоты хранят в склянках из темного стекла.

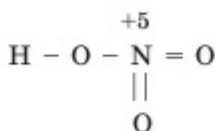


#### Опорные слова!

Азотная кислота,  
нитраты,  
разложение  
нитратов,  
пассивация,  
азотная кислота  
как окислитель

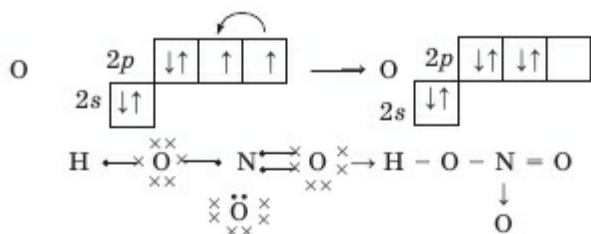


Графическая формула азотной кислоты:



Поскольку у азота нет свободной  $d$ -орбитали, готовая электронная пара азота переходит на пустую орбиталь кислорода, донорно-акцепторным способом образуется связь, стрелкой указывается направление перехода электронной пары. Для этого у атома кислорода неспаренные электроны спариваются, освобождая одну орбиталь. В данном случае N – донор, O – акцептор.





Азотная кислота растворяется в воде, диссоциируя по одной ступени:

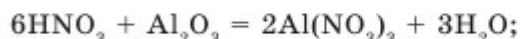
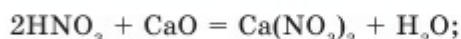


**Физические свойства.** Азотная кислота – бесцветная жидкость с резким запахом. Смешивается с водой в любых соотношениях. Азотная кислота на воздухе «дымит», т.е. образует мелкие капельки тумана при взаимодействии с влагой в воздухе.

**Химические свойства.** Водный раствор азотной кислоты обладает типичными свойствами сильной кислоты.

Азотная кислота реагирует:

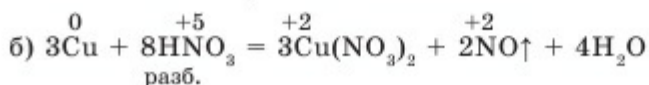
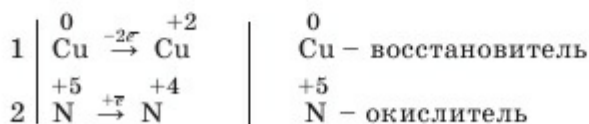
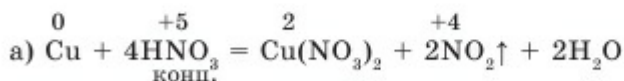
1) с основными и амфотерными оксидами:



2) с основаниями:  $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O};$

3) с солями:  $2\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow;$

4) с металлами в зависимости от концентрации кислоты и от активности металлов реакция протекает по-разному:



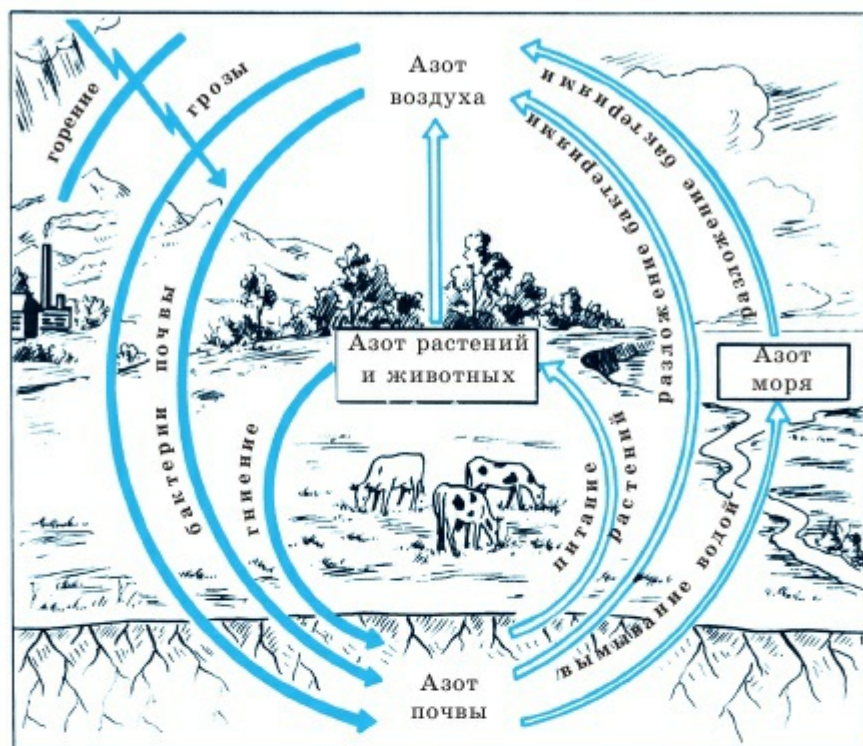
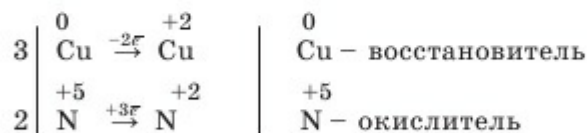
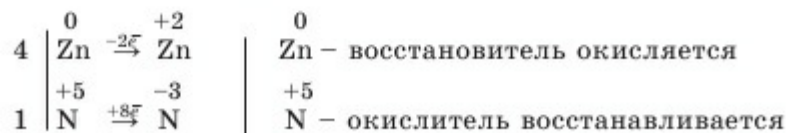
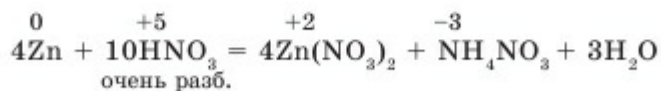


Рис. 37. Круговорот азота в природе  
(рассмотрите рисунок, подготовьте эссе)

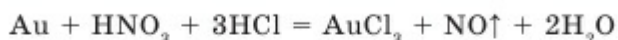


в) с активными металлами азотная кислота претерпевает глубокое восстановление ( $N^{+5} \rightarrow N^{-3}$ ).



При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с железом, алюминием и хромом поверхность металлов покрывается оксидной пленкой. Это явление называется **пассивацией**. Благородные металлы Au и Pt не реагируют с азотной кислотой.

Смесь азотной и соляной кислот в соотношении 1 : 3 называют «царской водкой», потому что в ней растворяется царь металлов – золото.



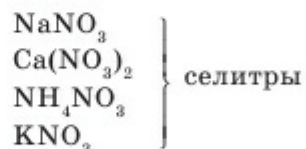
Концентрированная азотная кислота окисляет фосфор, углерод и серу.

**Применение.** Азотная кислота применяется в производстве красителей, взрывчатых веществ, лекарственных средств, а также минеральных удобрений.

### Нитраты

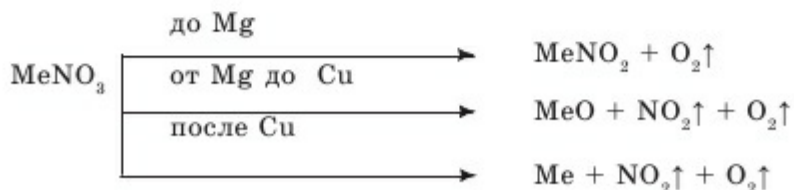
Соли азотной кислоты называют **нитратами**.

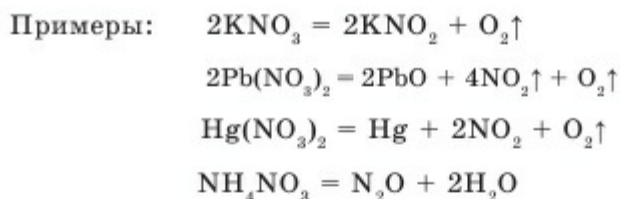
Нитраты щелочных металлов, кальция и аммония называют **селитрами**.



Все нитраты – твердые, хорошо растворимые в воде соли.

**Химические свойства.** При нагревании нитраты разлагаются, продукты разложения зависят от положения солеобразующего металла в ряду активности металлов.





**Применение.** Нитраты применяются в основном в качестве удобрений.



### Запомните!

*Опасная доза нитратов в организме – 8–15 г. Суточная доза нитратов: на 1 кг массы тела – 5 мг. Нитраты – растворимые соли, поэтому они могут попасть в реки и озера. По нормам Всемирной организации здравоохранения (ВОЗ), масса нитратов в мясных продуктах не должна превышать 40 мг на 1 кг.*

## А



- Дополните текст.
  - Азотная кислота – ... кислота.
  - Степень окисления в азотной кислоте +5, а валентность равна ... .
  - Концентрированная азотная кислота с железом, ... , ... на их поверхности образует оксидную пленку.
  - ... твердые, кристаллические, хорошо растворяющиеся в воде соли.
  - ... азотной кислоты применяются в виде удобрений.
  - ... азотной кислоты реагируют с неметаллами.
- С каким из этих веществ будет взаимодействовать разбавленная азотная кислота:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Какие вещества образуются? Напишите уравнения реакций.
- Массовая доля азота в его оксиде составляет 46,66%. Какова формула оксида?
- Какие продукты образуются при термическом разложении  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ? Напишите уравнения реакций.

## В

- С какими из этих металлов взаимодействует концентрированная  $\text{HNO}_3$ :  $\text{Cu}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Cr}$ ? Напишите молекулярное и полное ионное уравнения реакций.

2. Подберите коэффициенты для следующих уравнений реакций:
- а)  $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AlO}_3 + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- а)  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_2$ .
- Классифицируйте эти вещества, составьте электронный баланс для окислительно-восстановительных реакций.

## С

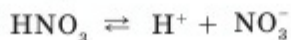
1. Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях реакций:
- а)  $\text{S} + \text{HNO}_3(\text{к}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{P} + \text{HNO}_3(\text{к}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .
2. Вычислите выход оксида азота (II), если при взаимодействии с медью раствора азотной кислоты, содержащего 25 г вещества, выделилось 2 л (н.у.) оксида азота (II).
- Ответ: 90%.*
3. Определите объем газовой смеси, которая выделяется при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с 1 кг угля, содержащего 86% углерода.
- $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Ответ: 8,03 м<sup>3</sup>.*
4. Смесь массой 70 г, состоящая из меди и оксида меди (II), при взаимодействии с концентрированной азотной кислотой выделяет 40 л (н.у.) газа. Определите содержание оксида меди в смеси.
- Ответ: 18,4%.*



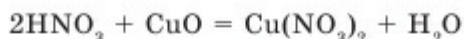
## Лабораторный опыт №13

## Общие с другими кислотами свойства азотной кислоты

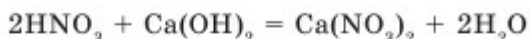
1. При диссоциации азотной кислоты, как и в других кислотах, образуются протон и нитрат-анион, поэтому синий лакмус и метилоранж краснеют.



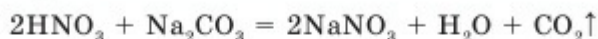
2. Азотная кислота взаимодействует с основными оксидами:



3. Происходит взаимодействие с основаниями:



4. Реагирует с солями более слабых кислот:



В пробирку наберите немного раствора азотной кислоты и, погрузив в пробирку универсальную индикаторную бумагу, наблюдайте за изменением ее окраски.

Какие изменения происходят, чем это объясняется?

В три пробирки наберите по 2 мл раствора азотной кислоты. В одну из них насыпьте немного оксида меди (II), во вторую – раствор гидроксида кальция, в третью добавьте раствор карбоната натрия. Какие изменения наблюдаются? Запишите их в тетрадь для лабораторных работ.

#### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. При добавлении раствора щелочи к солям аммония выделяется аммиак. Это **качественная реакция на соли аммония и аммоний катион  $\text{NH}_4^+$** .

2. Специфические свойства азотной кислоты. В зависимости от концентрации азотной кислоты и активности металлов реакция протекает по-разному, но из этой кислоты водород никогда не выделяется.

3. **Качественная реакция.** Концентрированная азотная кислота реагирует с медью с выделением  $\text{NO}_2$  – оксида азота (IV) бурого газа.

4. Азот применяют для синтеза **аммиака**. Соединения азота и фосфора находят применение в производстве минеральных удобрений.

## §37 ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

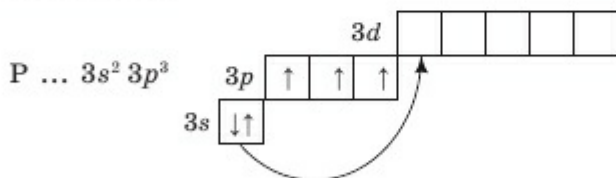
**Вспомните!**

Охарактеризуйте фосфор по его положению в Периодической системе. Какие валентности и степени окисления имеет фосфор в соединениях? Какие соединения фосфора вам известны?

Впервые фосфор был открыт гамбургским алхимиком Х. Брандом в 1669 году. В переводе с греческого «фосфор» означает «светоносный».

**Положение в Периодической системе.** Фосфор – элемент 3-го периода главной подгруппы V группы (VA), атомный номер 15, относительная атомная масса 31, значит, в ядре фосфора содержится 15 протонов и 16 нейтронов ( $A_r = 31$ ), общее число электронов 15. Атом фосфора имеет электронную конфигурацию:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ , валентные электроны –  $3s^2 3p^3$ .

**Строение атома.** Валентные электроны расположены в квантовых ячейках.

**Опорные слова!**

Аллотропные видоизменения фосфора, фосфорит, апатит, димеризация оксидов фосфора, гигроскопичность фосфорного ангидрида

При возбуждении один электрон переходит с  $3s$ -подуровня на  $3d$ -подуровень. В связи с этим фосфор в соединениях проявляет валентности III, V. Степени окисления элемента в соединениях:  $-3, 0, +3, +5$  ( $\text{PH}_3, \text{P}_4, \text{P}_2\text{O}_3, \text{P}_2\text{O}_5$ ).

**Нахождение в природе.** Фосфор встречается в нескольких аллотропных видоизменениях: белый (желтый), красный и черный ( $\text{P}_4$ ). Чаще встречается красный фосфор. При нагревании без доступа воздуха белый фосфор постепенно превращается в красный; а при высоком давлении белый фосфор превращается в черный. Белый фосфор растворим в сероуглероде

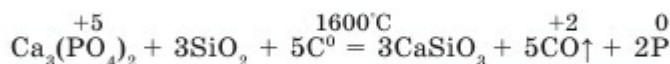
и бензоле, воспламеняется на воздухе, а в темноте он светится. Пространственная форма молекулы – тетраэдрическая (рис. 38, а).

Красный фосфор (P<sub>4</sub>) имеет полимерное строение и в органических растворителях не растворяется. Черный фосфор имеет сложное строение (рис. 38, б), при нагревании без доступа воздуха он превращается в белый фосфор. Белый фосфор ядовит, а также легко воспламеним, поэтому хранить его нужно под водой.

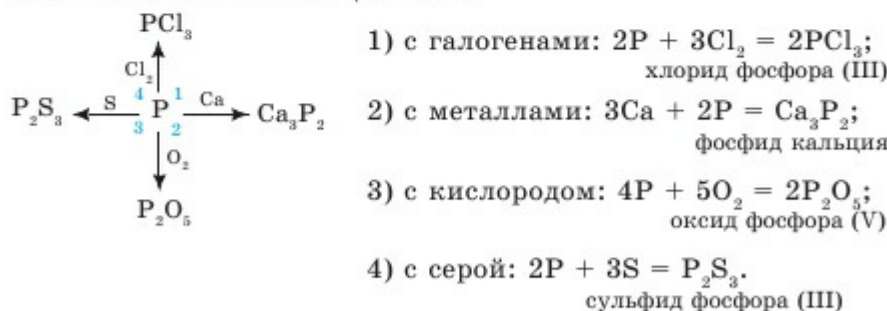
Природные соединения фосфора – фосфорит Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> и апатит Ca<sub>5</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>ОН. В РК они встречаются в месторождении Каратау. Фосфорные заводы, работающие на основе этого сырья, находятся в Жанатасе, Шымкенте и Таразе.

**Получение.**

В промышленности:



**Химические свойства.** Фосфор взаимодействует с простыми и сложными веществами:



**Применение.** Фосфор применяется в производстве спичек и ядохимикатов.

Белый фосфор используется при получении фосфорной кислоты, для изготовления горючих смесей.

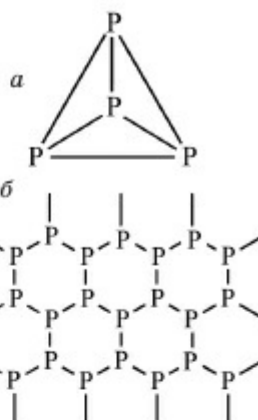
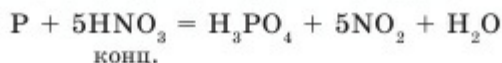


Рис. 38. Аллотропные видоизменения фосфора: а – белый; б – черный (кристаллические решетки)





### Запомните!

В организме человека массой 70 кг содержится примерно 800 г фосфора. Фосфор улучшает память, повышает работоспособность. Поэтому в пищевой рацион должны входить в достаточном количестве продукты, богатые фосфором, – рыба, творог, хлеб.

## Оксиды фосфора

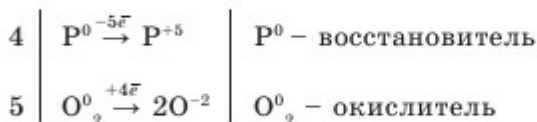
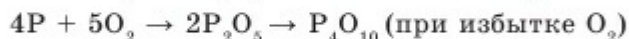
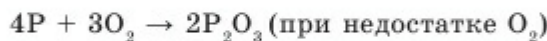
Фосфор образует два вида оксидов:  $P_2O_3$  и  $P_2O_5$ .

Их графические формулы:



Оксиды фосфора находятся в димерном состоянии:  $P_4O_6$  и  $P_4O_{10}$ .

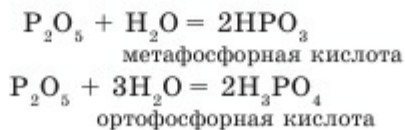
**Получение.** Оксиды фосфора образуются при сгорании фосфора:



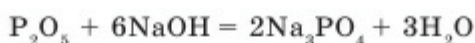
**Физические свойства.** Оксид фосфора (III) –  $P_2O_3$  – кристаллическая масса в виде хлопьев. Оксид фосфора (V) –  $P_2O_5$  – белый творожистый порошок, кислотный оксид, очень гигроскопичный.

**Химические свойства** оксида фосфора (V):

1) при взаимодействии с водой образуется кислота:

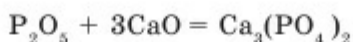


2) при взаимодействии с основаниями образуются соль и вода:



фосфат натрия

3) при взаимодействии с основными оксидами образуется соль:



фосфат кальция

**Применение.** Оксид фосфора  $\text{P}_2\text{O}_5$  из-за высокой гигроскопичности применяют для осушки газов.



### Вспомните!

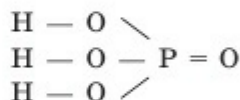
Формулу фосфорной кислоты. Напишите ее структурную формулу. Как диссоциируется фосфорная кислота? Какие минеральные удобрения вам известны?

**Ортофосфорная кислота**  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – трехосновная кислота средней силы, одна из важнейших кислот, содержащих фосфор; хорошо растворимое в воде твердое вещество. Графическая формула:



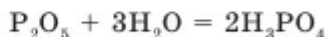
### Опорные слова!

Метафосфорная, ортофосфорная, пиррофосфорная кислоты; ступенчатая диссоциация фосфорной кислоты, превращения фосфорной кислоты, качественная реакция на фосфат-ион

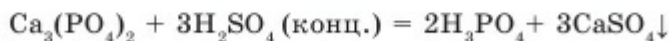


**Получение.** Ортофосфорную кислоту получают:

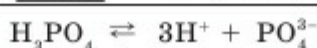
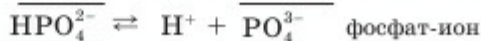
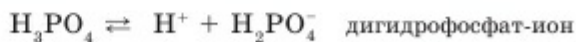
1) растворением оксида фосфора (V) в воде:



2) фосфорит обрабатывают концентрированной серной кислотой:



Фосфорная кислота диссоциирует в три стадии:



Поэтому фосфорная кислота образует три вида солей: фосфаты, дигидрофосфаты и гидрофосфаты.

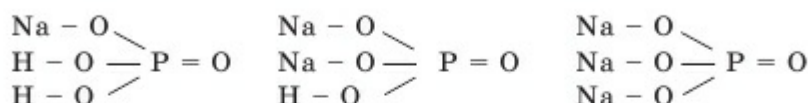
$\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат натрия

$\text{Na}_2\text{HPO}_4$  – гидрофосфат натрия

$\text{Na}_3\text{PO}_4$  – фосфат натрия

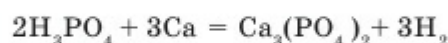
Соли калия и натрия фосфорной кислоты – орто-, гидро- и дигидрофосфаты – хорошо растворяются в воде.

Их графические формулы:

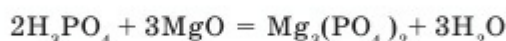


**Химические свойства.** Фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  не проявляет окислительных свойств, она проявляет все свойства кислот:

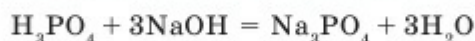
1) реагирует с активными металлами, стоящими в ряду активности металлов до водорода, с образованием соли и водорода:



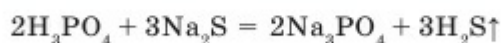
2) реагирует с основными оксидами с образованием соли и воды:



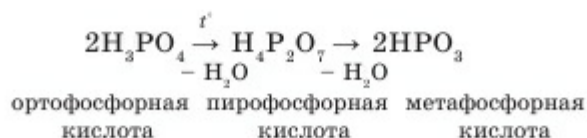
3) реагирует с основаниями с образованием соли и воды:



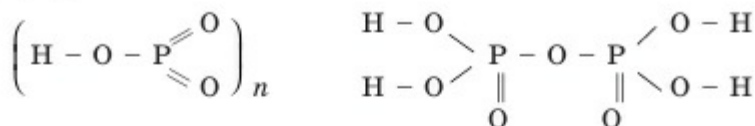
4) реагирует с солями, если образуются газообразные или нерастворимые продукты из солей в газообразном виде:



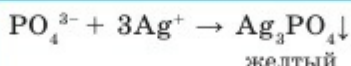
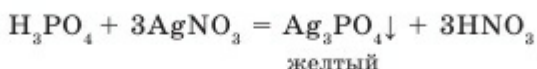
Особым свойством фосфорной кислоты является ее способность при нагревании, выделяя воду, превращаться в другие виды:



Графические формулы ортофосфорной и пиррофосфорной кислот:



**Качественная реакция на фосфат-ион.** Фосфат-ион с ионами серебра образует желтый осадок.



**Применение:**  $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$  фосфаты  $\rightarrow$  удобрения.

Остатки фосфорной кислоты входят в состав живых организмов в виде фосфорных эфиров органических веществ (АТФ, глюкозофосфат).



**Знаете ли вы?**

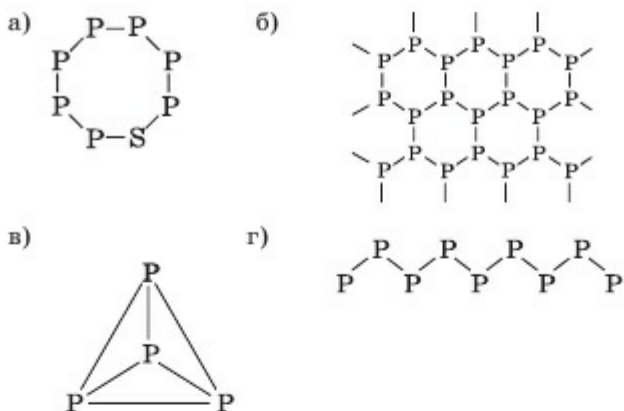
● В составе синтетических мощных средств содержится 20% мощных веществ и 30% неорганических фосфатов. Фосфаты очищают воду от растворимых солей кальция. Эти фосфаты с промывными водами попадают в озера и реки. Фосфаты способствуют жизнедеятельности водорослей, интенсивный рост которых приводит к заболачиванию (эвтрофикация) водоемов.

● Масса 1 т кукурузы уносит из почвы 14 кг азота, 2,5 кг фосфора, 3,5 кг калия, 1,5 кг серы. Это приводит к снижению плодородия почвы, и поэтому в нее необходимо вносить удобрения.

## А



1. Дайте характеристику фосфору по месту его в Периодической системе, физическим и химическим свойствам.
2. Что такое аллотропия? Какие аллотропические видоизменения имеет фосфор? Найдите по рисункам, приведенным ниже, названия аллотропических видоизменений фосфора:



- Каковы молекулярные формулы азота и фосфора?  
Почему азот встречается в свободном состоянии, а фосфор – только в связанном?
- Определите степень окисления фосфора в следующих соединениях:  $P_2O_5$ ,  $PH_3$ ,  $HPO_3$ ,  $K_3PO_4$ ,  $PCl_3$ ,  $Ca_3P_2$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ .

### В

- Какие кислоты соответствуют пятивалентному фосфору?  
При каких условиях они переходят друг в друга?
- Составьте графические формулы соединений:  
а)  $NaH_2PO_4$ ; в)  $Ca_3(PO_4)_2$ ;  $CaHPO_4$ ;  
б)  $NaH_2PO_4$ ; г)  $Ca(H_2PO_4)_2$ ;  $H_3PO_4$ .
- Какие из приведенных реакций идут до конца?  
а)  $H_3PO_4 + Ca(NO_3)_2 \rightarrow$   
б)  $H_3PO_4 + NaNO_3 \rightarrow$   
в)  $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$   
Составьте полные и сокращенные ионные уравнения.

### С

- Напишите уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:  
 $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4$
- Какой раствор из приведенных ниже солей окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет?  
 $K_2SO_4$ ,  $K_3PO_4$ ,  $KNO_3$ ,  $KCl$ . Напишите уравнения реакций.
- Рассчитайте массу фосфорного ангидрида с 85%-м выходом из 5 т фосфорита, содержащего 15% примеси.

Ответ: 1,65 т.

## §38 МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

**Минеральные удобрения** – это растворимые в воде соединения, содержащие элементы питания, поддерживающие жизнедеятельность растений. По типу питательных элементов удобрения подразделяются на три вида: азотные, фосфорные и калийные (табл. 13).

Определение минеральных удобрений дано в таблице 14. Комплексным удобрением являются навоз и компост, которыми пользуются сельские труженики, а также дачники на своих участках (рис. 39).



**Опорные слова!**

Фосфат,  
дигидрофосфат,  
гидрофосфат



Рис. 39. Минеральные удобрения. Внесение удобрений в почву

Таблица 13. Классификация удобрений

Название	Формула	w, %
<b>I. Азотные удобрения</b>		w(N <sub>2</sub> ), %
1. Аммонийная селитра	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	35
2. Известковая селитра	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	15,5
3. Сульфат аммония	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	20–25
4. Хлорид аммония	NH <sub>4</sub> Cl	24–25
5. Аммиачная вода	NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O	16–21
6. Карбонат аммония	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	17
7. Цианид кальция	Ca(CN) <sub>2</sub>	19–21
8. Карбамид (мочевина)	H <sub>2</sub> N – CO – NH <sub>2</sub>	46,7
<b>II. Фосфорные удобрения</b>		w(P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ), %
1. Фосфоритная мука	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	20–30
2. Двойной суперфосфат	Ca (H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	40
3. Аммофос	NH <sub>4</sub> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	11–12% N <sub>2</sub> , 61,7% P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
4. Диаммофос	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	53,8% P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , 21% N <sub>2</sub>
5. Простой суперфосфат	Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> · CaSO <sub>4</sub>	20
6. Костная мука	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	15–30
7. Преципитат	CaHPO <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O	20–35

## Воздействие азотных и фосфорных удобрений на окружающую среду

Из всех видов хозяйственной деятельности человека оказывает вредное воздействие на окружающую среду неправильное проведение сельскохозяйственных работ.

Подсчитано, что из общего количества минеральных удобрений, вносимого в почву примерно 1/4 часть (25%) попадает в водоемы, другая такая же часть улетучивается в атмосферу, только  $\approx 50\%$  используются продуктивно.

Вредные воздействия удобрений на окружающую среду могут быть такими:

1) неправильное применение минеральных удобрений может повредить и ухудшить агрохимические свойства и плодородие почвы;

2) избыточное количество внесенных азотных удобрений приводит к повышению процентного содержания нитратов в плодах и овощах. Это очень вредно для жизнедеятельности человека;

3) попадание питательных элементов удобрений в грунтовые воды приводит к усилению развития водорослей и оказывает вредное воздействие на всех живых существ, которые там находятся;

4) из-за загрязнений почв сопутствующими тяжелыми металлами (Zn, Ca, Cd, Pb) фосфорных удобрений наблюдаются снижение роста и развития растений, уменьшается всхожесть семян, снижается продуктивность (урожайность).

### А



1. Установите соответствие.

1. Фосфорная мука	a) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaSO}_4$
2. Двойной суперфосфат	b) $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
3. Преципитат	c) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
4. Известковая селитра	d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
5. Карбамид (мочевина)	e) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
6. Простой суперфосфат	f) $\text{H}_2\text{N} - \text{CO} - \text{NH}_2$

2. Какие виды минеральных удобрений вы знаете? Назовите калийные, азотные и фосфорные удобрения.

Таблица 14. Определение минеральных удобрений

Название удобрения	Внешний вид	Растворимость в воде	Взаимодействие раствора данной соли				Окрашивание пламени
			с серной кислотой $H_2SO_4$ и медью	с раствором $BaCl_2$ и $CH_3COOH$	с раствором щелочи (при нагревании)	с раствором нитрата серебра (I) $AgNO_3$	
1	2	3	4	5	6	7	8
1. Нитрат аммония $NH_4NO_3$	Белая кристаллическая масса	Хорошая	Выделяется бурый газ	–	Ощущается запах аммиака	–	Пламя окрашивается в желтый цвет (от примесей)
2. Хлорид аммония $NH_4Cl$	Белая кристаллическая масса	Хорошая	–	–	Ощущается запах аммиака	Выделяется белый осадок	Пламя окрашивается в желтый цвет (от примесей)
3. Нитрат калия $KNO_3$	Мелкие светлые серые кристаллы	Хорошая	Выделяется бурый газ	–	Запах аммиака не ощущается	–	При расмотрении через синее стекло наблюдается фиолетовое окрашивание пламени
4. Сульфат аммония $(NH_4)_2SO_4$	Крупные бесцветные кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется	Выпадает серый осадок, нерастворимый в уксусной кислоте	Ощущается запах аммиака	Наблюдается небольшое помутнение	–



1	2	3	4	5	6	7	8
5. Сульфат фосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Светло-серый порошок или гранулы	Плохая	Бурый газ не выделяется	Выпадает белый осадок, частично растворимый в уксусной кислоте	Запах аммиака не ощущается	Выпадает бесцветные кристаллы	Пламя окрашивается в желтый цвет (от примесей)
6. Сильвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$	Соль содержит розовые кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется	–	Запах аммиака не ощущается	Выпадает белый осадок	Пламя окрашивается в желтый цвет. При рассмотрении через синее стекло наблюдается фиолетовое окрашивание
7. Хлорид калия $\text{KCl}$	Бесцветные кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется	–	Запах аммиака не ощущается	Выпадает белый осадок	Пламя окрашивается в желтый цвет. При рассмотрении через синее стекло наблюдается фиолетовое окрашивание

3. Напишите уравнения реакций: 1 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$  с 1 моль  $\text{KOH}$ , с 2 моль  $\text{KOH}$ , с 3 моль  $\text{KOH}$ . Назовите полученные соли.
4. Определите содержание фосфора в преципитате (%) в расчете на оксид фосфора (V).

**В**

1. Напишите уравнения реакции по схеме:  
 $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{фосфаты} \rightarrow \text{удобрения}$ .
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4$ .
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 а)  $\text{P} \rightarrow \text{Mg}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ;  
 б)  $\text{P} \xrightarrow{1} \text{Ca}_3\text{P}_2 \xrightarrow{2} \text{PH}_3 \xrightarrow{3} \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{4} \text{HPO}_3 \xrightarrow{5} \text{H}_3\text{PO}_4$ .

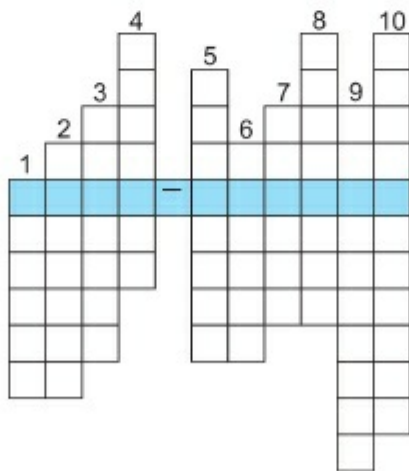
**С**

1. При воздействии разбавленной азотной кислоты на смесь меди и оксида меди, в которой  $m(\text{Cu}) : m(\text{CuO}) = 1 : 1$ , выделился газ объемом 6,72 л (н.у.). Определите массу исходной смеси.  
*Ответ: 57,6 г.*
2. При действии концентрированной азотной кислоты на смесь меди с алюминием массой 30 г выделился газ ( $V = 13,44$  л (н.у.)). Определите состав смеси.  
*Ответ: 19,2 г Cu, 10,8 г Al.*



**Играем, думаем, учимся!**

**Кроссворд «Элементы пятой группы»**



1. Водородное соединение азота.
2. Сильная кислота, окислитель.
3. Газ красно-бурого цвета, его иногда называют «лисыим хвостом».
4. Нитраты щелочных металлов и аммония.
5. Природный минерал фосфора.
6. Бинарное соединение фосфора с элементом.
7. Водородное соединение фосфора.
8. Минеральные удобрения, которые содержат два необходимых растениям элемента.
9. Природный минерал фосфора.
10. Продукт взаимодействия фосфорита с серной кислотой.

### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Азот по объему составляет 78% воздуха, это неактивный газ.

2. В промышленности азот получают ректификационным разделением сжиженного воздуха.

3. Степени окисления азота в соединениях: от  $-3$  до  $+5$ .

4. Аммиак – водородное соединение азота, где азот проявляет степень окисления  $-3$ . Водный раствор аммиака  $\text{NH}_4\text{OH}$  – слабое основание. Аммиак – восстановитель.

5. Азот входит в состав природных белков и нуклеиновых кислот.

6. Фосфор встречается в трех аллотропных видоизменениях (белый, красный, черный).

7. Фосфор содержится в нервных и костных тканях организма человека.

8. Фосфор получают из природных соединений (фосфорит, апатит).

9. Степени окисления фосфора в соединениях:  $-3$ ,  $+3$ ,  $+5$  ( $\text{PH}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ).

10. Кислоты элементов VA-группы: азотистая  $\text{HNO}_2$ , азотная  $\text{HNO}_3$ , фосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Азотистая  $\text{HNO}_2$  – слабая, неустойчивая кислота, соли – нитриты. Азотная  $\text{HNO}_3$  – сильная кислота, является окислителем, соли – нитраты. Фосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – устойчивая кислота средней силы, соли – фосфаты.

11. Соли азотной и фосфорной кислот используют в качестве удобрений.

Качественная реакция:  $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$   
желтого цвета

12. Соли аммония и нитраты при нагревании разлагаются.

## §39 КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ



### Вспомните!

Дайте характеристику кремния по его расположению в Периодической системе. Назовите соединения кремния.

В чистом виде кремний был выделен в 1811 г. французским ученым Ж.Л. Гей-Люссаком. В 1825 г. шведский химик Й.Я. Берцелиус дал элементу название «силиций», в переводе с латинского «кремень».

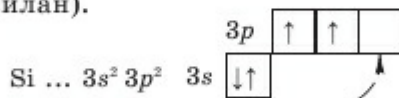


### Опорные слова!

Природные минералы кремния: кремнезем, ортоклаз, карборунд, силицид

**Положение в Периодической системе.** Кремний – элемент 3-го периода главной подгруппы IV группы (IVA), атомный номер 24; относительная атомная масса 28, в его ядре содержится 14 протонов и 14 нейтронов ( $A_r = 28$ ), электронов тоже 14.

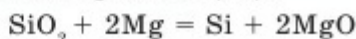
**Строение атома.** По электронным орбиталиам электроны распределены следующим образом:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ , валентные электроны –  $3s^2 3p^2$ . При возбуждении один электрон переходит с  $3s$ -подуровня на  $3p$ -подуровень. Поэтому кремний в соединениях проявляет валентности II и IV ( $\text{SiO}$  – это смолоподобное вещество,  $\text{SiO}_2$  – песок,  $\text{SiH}_4$  – силан).



### Нахождение в природе.

По распространенности на Земле кремний занимает второе место после кислорода (рис. 40). Элемент встречается в виде кремнезема  $\text{SiO}_2$  и силикатов  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  (ортоклаз) и т.д.

**Получение.** В лаборатории кремний получают восстановлением оксида кремния (IV):



В промышленности – при нагревании смеси песка и угля:

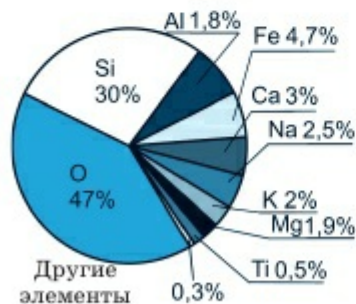
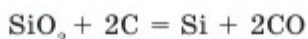


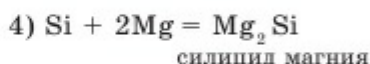
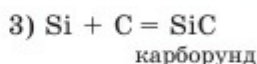
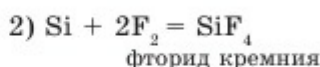
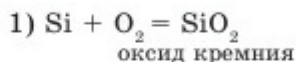
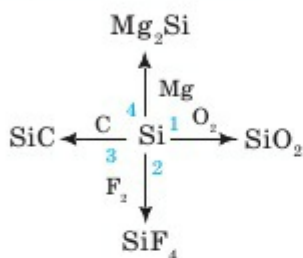
Рис. 40. Распространение кремния в природе



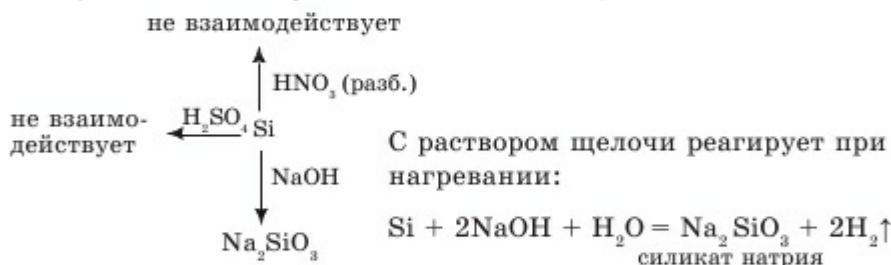
**Физические свойства.** Кремний (Si) входит в состав горного хрусталя или кварца ( $\text{SiO}_2$ ). Известны два вида кремния: кристаллический и аморфный. Кристаллический кремний тугоплавкий, с металлическим блеском, чуть уступающий по твердости алмазу, полупроводник. Аморфный кремний – коричневый порошок, легко вступает в реакции.

**Химические свойства:**

а) взаимодействует с простыми веществами с образованием бинарных соединений:



б) взаимодействует со сложными веществами:



**Применение.** В качестве полупроводника кремний используют в электронике.

Карборунд SiC по твердости близок к алмазу. Поэтому он применяется при изготовлении кислотоупорных и термостойких веществ, для изготовления стоматологических приспособлений, буровых и шлифовальных установок.

### Кислородные соединения кремния. Оксид кремния

**Вспомните!**

Назовите кислородные соединения кремния. К какому оксиду относится  $\text{SiO}_2$ ?

**Опорные слова!**

Силикагель,  
песок, силикаты,  
растворимое  
стекло;  
стекло обычное,  
рубиновое,  
химическое  
и кварцевое;  
цемент, бетон,  
железобетон  
и шлакобетон

**Оксид кремния.**

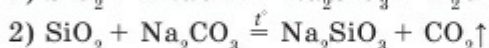
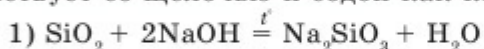
Оксид кремния  $\text{SiO}_2$  – силикагель, графическая формула:



Оксид кремния не проводит электрический ток, имеет высокую температуру плавления. Он широко распространен в природе в виде кремнезема, кварца, песка, в основном находится в полимерной форме:



Песок нерастворим в воде, при сплавлении  $\text{SiO}_2$  взаимодействует со щелочью и содой как кислотный оксид:



Оксид кремния проявляет слабое амфотерное свойство, вступая в реакцию с плавиковой кислотой.

3)  $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$  (с помощью этой реакции осуществляют травление стекла).

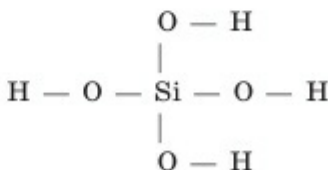
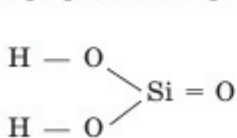
**Какие выводы можно сделать по этим реакциям?**

**Кремниевая кислота, силикаты. Силикатная промышленность.**

$\text{H}_2\text{SiO}_3$  – метакремниевая кислота.

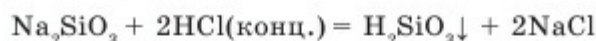
$\text{H}_4\text{SiO}_4$  – ортокремниевая кислота.

Графические формулы:



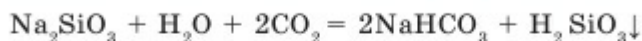
Метакремниевая кислота находится в димерном виде, поэтому она существует в коллоидном состоянии.

**Получение.** Кремниевую кислоту получают вытеснением из соли сильной кислотой.

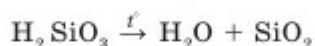


$\text{H}_2\text{SiO}_3$  – слабая, нерастворимая в воде, неустойчивая двухосновная кислота.

При пропускании через раствор силиката натрия углекислого газа в осадок выпадает кремниевая кислота.



Это доказывает, что кремниевая кислота слабее угольной кислоты, при нагревании легко разлагается:



$\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  – растворимые соли, их еще называют жидким стеклом. Эти соли применяют в качестве силикатного клея. Это придает бумаге, дереву огнестойкость, водонепроницаемость, они применяются в качестве связующего материала при изготовлении кислотоупорных бетонов.



#### **Знаете ли вы?**

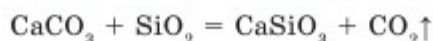
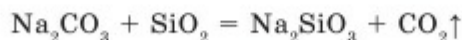
*Стекло – аморфное вещество, имеющее структуру жидкости, но со свойствами твердых веществ.*

*Стекло, содержащее  $\text{Li}_2\text{O}$  или  $\text{CdO}$ , задерживает нейтроны,  $\text{PbO}$  – рентгеновские лучи,  $\text{V}_2\text{O}_5$  – ультрафиолетовые лучи.*

Из искусственных силикатов наибольшее значение имеют стекло, керамика, цемент (*схема 4*).

Стекло получают в специальных печах сплавлением соды ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) и белого песка ( $\text{SiO}_2$ ) (*рис. 41*).

При этом протекают следующие реакции:



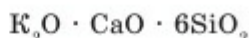
Состав **обычного оконного стекла** выражается формулой:





Рис. 41.  
Получение  
стекла в про-  
мышленности

Состав химического (тугоплавкого) стек-  
ла можно выразить формулой:



**Рубиновое стекло** содержит ионы  $Cr^{3+}$ , его получают, добавляя порошок золота.

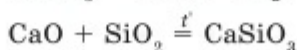
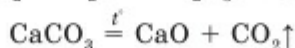
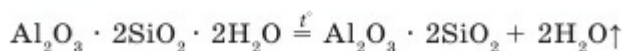
**Хрустальное стекло** содержит ионы  $Pb^{2+}$ . Его получают из сырья, в состав которого входят поташ, песок, оксид свинца.

**Кварцевое стекло** получают из чистого песка, оно применяется в медицине (пропускает ультрафиолетовые лучи) и в производстве лабораторной посуды.

Схема 4. Силикатная промышленность



В основе производства **цемента** лежат следующие хими-  
ческие реакции:



**Цемент, бетон, железобетон и шлакобетон** – основные строительные материалы.



**Силикатная промышленность Казахстана** рассредоточена по республике следующим образом: Мангыстауская область – производство извести  $\text{CaCO}_3$ ; Жетыгара (Костанайская область) – производство асбеста; Семей – цементный завод; Усть-Каменогорск – завод «Аютас», кирпичный завод; Актобе, Тараз – производство стекла; Ленгер, Есик – кирпичные заводы.



### **Знаете ли вы?**

*Раствор, состоящий из 250 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 250 г СМС (синтетические моющие средства) и двух флаконов силикатного клея ( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ) в 10 л воды, применяется для очистки сковородок и казанов.*

### **Новости науки и техники. Ситаллы – стеклокристаллы.**

Известно, что стекло имеет аморфную структуру. Ситаллы отличаются почти полной кристаллизацией стекла с прослойками аморфного стекла. Для массовой кристаллизации стекла добавляют минерализаторы (оксиды металлов). Ситаллы обладают высокой механической прочностью, химически и термически устойчивы, температура их размягчения 1400–1500°C, температурный коэффициент расширения невелик. Магниево-ситаллы в 10 раз прочнее прокатанного стекла, легче алюминия, тверже высокоуглеродистой стали.

Свойства ситалла определяются их химическим составом. Технические ситаллы, получаемые на основе металлургических шлаков серовато-бурых тонов, применяют в основном в технике и строительстве. В химических цехах – в качестве настила полов. А в гражданских сооружениях, изменяя цветовую гамму, можно применять при облицовке фасадов.

**Таблица 15. Распространение неметаллов и их соединений по регионам Казахстана**

Элемент	Распространение		Регион распространения
	в свободном состоянии	в виде соединений	
1	2	3	4

продолжение:

1	2	3	4
C	Алмаз графит карбин	Карбонаты и гидрокарбонаты, нефть, каменный уголь, газы (природные и нефтеносные)	Мангыстау, Екибастуз, Караганды
N	В составе воздуха 78% N <sub>2</sub>	В селитре, белках, нуклеиновых кислотах	Ақтау
P	Красный фосфор P <sub>4</sub>	Фосфорит Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> , апатит Ca <sub>5</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> OH, в нуклеиновых кислотах	Актобе, Каратау, Шымкент
S	Вулканические газы	Сульфиды FeS, Cu <sub>2</sub> S, ZnS; сульфаты CaSO <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O, MgSO <sub>4</sub> · 7H <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> · 10H <sub>2</sub> O	Балкаш, Восточный Казахстан, Мангыстау (в составе нефти), Костанай, Павлодар
Si	В земной коре	SiO <sub>2</sub> (кварц), силикаты	Костанай, Жетыгара

## A



1. Дайте характеристику по положению в Периодической системе, физическим и химическим свойствам кремния.
2. Дополните текст. Пласт земли, горная порода содержат (30% Si по массе): K<sub>2</sub>O · Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · 6SiO<sub>2</sub> ... , SiO<sub>2</sub> встречается в виде ... . В природе кремний занимает ... место. Кремний встречается ... соединений (... – песок, ... – силан).
3. Определите число протонов и нейтронов в следующих изотопах кремния: <sup>28</sup>Si, <sup>29</sup>Si, <sup>30</sup>Si.
4. Укажите направление смещения электронной пары и определите степень окисления кремния в силане (SiH<sub>4</sub>) и кремнеземе (SiO<sub>2</sub>).
5. Назовите основность кремниевой кислоты. Как называются соли кремниевой кислоты?
6. Что такое жидкое стекло?
7. Напишите формулу обыкновенного стекла.

## B

1. Напишите уравнения реакций следующих превращений:  
CaCO<sub>3</sub> → CO<sub>2</sub> → CO → C → SiC.
2. Покажите структурные формулы следующих соединений и определите типы связей: Mg<sub>2</sub>Si, Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>.
3. Реагирует ли кислотный оксид с кислотой?

Что способствует этой реакции?



- При помощи какой реакции можно сравнить силу угольной и кремниевой кислот?
- Какая масса песка, содержащего 85%  $\text{SiO}_2$ , потребуется для получения силиката натрия массой 50 г?

*Ответ:* 28,93 г.

### С

- Рассчитайте массу смеси песка с магнием, содержащую 90% кремнезема, необходимого для получения 0,1 кг кремния, при 80% выходе продукта.

*Ответ:* 351,2 г смеси

- Какая масса кремния вступит в реакцию со щелочью ( $t = 30^\circ\text{C}$ ,  $p = 98$  кПа) для образования водорода объемом водорода 500 мл?

*Ответ:* 0,272 г

- Вычислите массу угля, необходимого для получения 168 кг  $\text{CaO}$  разложением известняка, если теплота сгорания угля – 393,6 кДж, а теплота разложения  $\text{CaCO}_3$  – 141,9 кДж.

*Ответ:*  $m(\text{C}) = 12,97$  кг.

- Вычислите массы веществ  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{SiO}_2$ , необходимых для получения стекла ( $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ ) массой 10 т.

*Ответ:* 2,22 т  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 2,1 т  $\text{CaCO}_3$ , 7,54 т  $\text{SiO}_2$ .

### Словарь

Русский	Казахский	Английский
модель молекулы азота	азот молекуласының моделі	model of the nitrogen molecule
модель молекулы аммиака	аммиак молекуласының моделі	model of an ammonia molecule
получение и свойства аммиака	аммиактың алынуы мен қасиеттері	production and properties of ammoni
общие свойства азотной кислоты с другими кислотами	азот қышқылының басқа ышқылдармен ортақ қасиеттері	general properties of nitric acid with other acids

продолжение:

особые свойства азотной кислоты и нитратов	азот қышқылы мен нитраттардың өздеріне тән қасиеттері	special properties of nitric acid and nitrates
фосфор и его аллотропные видоизменения	фосфор және оның аллотропиялық модификациялары	phosphorus and its allotropic modifications
качественные реакции на нитрат- и фосфат-ионы	нитрат және фосфат иондарына сапалық реакциялар	qualitative reactions to nitrate and phosphate ions

## ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Кремний элемент III периода IVA-группы, неметалл. По распространенности на земле занимает второе место после кислорода.

2. Образует кислотный оксид  $\text{SiO}_2$ . Кислота кремниевая  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , является нерастворимой, легко (термически) разлагающейся, слабой кислотой. Соли её называются **силикатами**.

3. Соли, кроме силикатов натрия и калия, нерастворимы. Силикат натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  называют **растворимым стеклом**.

4. Производство на основе солей кремния называется **силикатным** (керамика, стекло, цемент).

## ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ В ОРГАНИЗМЕ ЧЕЛОВЕКА

### Глава 9

**§40**

#### ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ ОРГАНИЗМА ЧЕЛОВЕКА. МАКРОЭЛЕМЕНТЫ, МИКРОЭЛЕМЕНТЫ И ИХ ЗНАЧЕНИЕ

Установлено, что в живых организмах содержится более 70 химических элементов. Они являются составной частью определенных веществ, образующих структуры организма и участвующих в химических реакциях. Одних химических элементов в организмах содержится больше, других меньше, третьи присутствуют в ничтожных количествах.

**Макроэлементы.** Химические элементы, содержание которых в живых организмах составляет от десятков до сотых долей процента, называются **макроэлементами**. Живые организмы более чем на 98% состоят из четырех химических элементов: кислорода (O), углерода (C), водорода (H) и азота (N). Водород и кислород – составные элементы воды. Наряду с углеродом и азотом эти элементы являются основными составляющими органических соединений живых организмов.

В состав молекул многих органических веществ также входят сера (S) и фосфор (P). Кроме того, к макроэлементам относятся натрий (Na), калий (K), магний (Mg), кальций (Ca), хлор (Cl) и др.

Важнейшим макроэлементом для организма человека является **кальций**. Его соединения, в частности ортофосфат, составляют минеральную основу костей и зубов. Другие соединения кальция участвуют в нервной и мышечной деятельности, входят в состав клеток и тканевой жидкости организма. Суточная потребность взрослого человека в кальции составляет от 0,8 до 2 г. Основные источники этого элемента – молоко, кефир, творог, сыр, рыба, фасоль, петрушка, зеленый лук, а также яйца, гречка, овсянка, морковь и горох.

Однако в пище могут также содержаться вещества, препятствующие усвоению кальция, например щавелевая кислота и фитин. С щавелевой кислотой кальций образует мало-

растворимую соль, фитин тоже довольно прочно удерживает кальций. Ржаной хлеб полезнее пшеничного – в нем меньше фитина.

**Микроэлементы.** Жизненно важные элементы, которые содержатся в живых организмах в исключительно малых количествах (менее 0,01 %) составляют группу **микроэлементов**. К этой группе относятся некоторые металлы, например железо (Fe), цинк (Zn), медь (Cu), марганец (Mn), кобальт (Co), молибден (Mo), а также неметаллы фтор: (F), йод (I) и др.

Степень важности в организме того или иного элемента не характеризуется его процентным содержанием. Например, йод, содержание которого в норме в организме человека не превышает 0,0001%, входит в состав гормонов щитовидной железы тиросина и трийодтиронина. Эти гормоны регулируют обмен веществ, влияют на рост, развитие и спецификацию тканей, на деятельность нервной системы.

Железо и медь входят в состав ферментов, участвующих в клеточном дыхании. Вместе с кобальтом они играют важную роль в процессах кроветворения. Цинк и марганец оказывают влияние на рост и развитие организмов. Фтор входит в состав костной ткани и эмали зубов. Подробная информация о содержании и биологической роли химических элементов в живых организмах представлена в *таблице 16*.

**Таблица 16. Наиболее важные для организма химические элементы**

Элемент	Содержание, %	Биологическая роль
1	2	3
<b>Макроэлементы</b>		
Кислород (O)	65–75	Входит в состав молекул воды и органических веществ, обеспечивает реакции окисления, в ходе которых выделяется необходимая организму энергия
Углерод (C)	15–18	Входит в состав молекул всех органических веществ
Водород (H)	8–10	Входит в состав молекул воды и всех органических веществ
Азот (N)	1,5–3	Входит в состав молекул органических веществ, в том числе белков, нуклеиновых кислот, АТФ

продолжение:

1	2	3
Кальций (Ca)	0,04–2	Входит в состав костной ткани, зубной эмали, участвует в процессах свертывания крови и обеспечивает сокращаемость мышечных волокон
Фосфор (P)	0,2–1	Входит в состав органических веществ (ДНК, РНК, АТФ и др.), костной ткани и зубной эмали
Калий (K)	0,15–0,4	Один из основных катионов в организме животных: участвует в генерации биоэлектрических потенциалов, регуляции ритма сердечной деятельности. Также участвует в процессе фотосинтеза
Сера (S)	0,15–0,2	Входит в состав органических веществ (белков, некоторых аминокислот)
Хлор (Cl)	0,05–0,1	Основной анион в организме животных. Входит в состав соляной кислоты желудочного сока
Натрий (Na)	0,02–0,03	Один из основных катионов: участвует в генерации биоэлектрических потенциалов, поддерживает нормальный ритм сердечной деятельности, влияет на синтез гормонов
Магний (Mg)	0,02–0,03	Входит в состав хлорофилла, некоторых ферментов, а также в состав костной ткани и зубной эмали
<b>Микроэлементы</b>		
Железо (Fe)	0,01	Входит в состав многих ферментов, гемоглобина и миоглобина. Участвует в процессах клеточного дыхания и фотосинтеза
Кремний (Si)	0,001	Участвует в формировании костей и коллагена — основного белка соединительной ткани животных. Входит в состав клеточной оболочки растений
Цинк (Zn)	0,0003	Входит в состав инсулина, некоторых ферментов, принимает участие в процессах синтеза растительных гормонов

продолжение:

1	2	3
Медь (Cu)	0,0002	Участвует в процессах фотосинтеза, клеточного дыхания, синтеза гемоглобина. Входит в состав гемоцианинов – дыхательных пигментов крови и гемолимфы некоторых видов беспозвоночных животных
Фтор (F)	0,0001	Входит в состав зубной эмали и костной ткани
Иод (I)	0,0001	Входит в состав гормонов щитовидной железы
Марганец (Mn)	менее 0,0001	Входит в состав или повышает активность некоторых ферментов, участвует в формировании костей, в процессе фотосинтеза
Кобальт (Co)	менее 0,0001	Входит в состав витамина B <sub>12</sub> , участвует в процессах кроветворения
Молибден (Mo)	менее 0,0001	Участвует в процессах связывания атмосферного азота клубеньковыми бактериями

Для человека источниками макро- и микроэлементов являются продукты питания и вода. Для полного удовлетворения потребностей в макро- и микроэлементах необходимо полноценное и разнообразное питание, включающее продукты животного и растительного происхождения. Для горных районов Казахстана характерен недостаток иода и фтора в природной воде. Поэтому очень важно чаще употреблять в пищу морепродукты, а также восполнять этот недостаток употреблением фторированной и йодированной поваренной соли, производство и продажа которой налажены в нашей стране.

#### А



1. Дополните текст. Самый важный элемент ... в организме человека. Его соединения содержат ... , кости и основу ... зубов.
2. В каких продуктах содержание элемента кальция больше?
3. Определите группы элементов, относящиеся к макроэлементам и микроэлементам: а) железо, сера, кобальт;



- б) натрий, кислород, иод; в) фосфор, магний, азот; г) фтор, медь, марганец.
4. Какова роль макро- и микроэлементов для жизнедеятельности организмов?

## В

1. Установите соответствие между химическим элементом и его биологической функцией:

1) Кальций	а) Участвует в синтезе гормонов растений, входит в состав инсулина
2) Магний	б) Входит в состав гемоцианинов некоторых беспозвоночных животных
3) Кобальт	с) Является компонентом хлорофилла
4) Иод	д) Необходим для мышечного сокращения и свертывания крови
5) Цинк	е) Входит в состав витамина В <sub>12</sub>
6) Медь	ф) Входит в состав гормонов щитовидной железы

2. На основании материала о биологической роли макро- и микроэлементов объясните, к каким последствиям может привести недостаток тех или иных химических элементов в организме человека.

## С



1. В таблице указано содержание основных химических элементов в земной коре (по массе, в %). Сравните химический состав земной коры и живых организмов. В чем заключаются особенности элементарного состава живых организмов? Какие факты свидетельствуют о единстве живой и неживой природы?

Элемент	Содержание, %	Элемент	Содержание, %	Элемент	Содержание, %
Кислород	49,13	Натрий	2,4	Углерод	0,35
Кремний	26	Магний	2,35	Хлор	0,2
Алюминий	7,45	Калий	2,35	Фосфор	0,125
Железо	4,2	Водород	1	Сера	0,1
Кальций	3,25	Титан	0,61	Азот	0,04

## Словарь

Русский	Казахский	Английский
химический состав живых организмов, макро- и микро-элементы	тірі ағзаның химиялық құрамы макро-, микро-элементтер	chemical composition of living organisms macro-, micro-elements
функции белков	ақуыздың қызметтері	function of proteins
функции углеводов	көмірсулардың қызметтері	function of carbohydrates
функции витаминов	дәрумендердің қызметтері	function of vitamins

§41

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕКОТОРЫХ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ОРГАНИЗМА



## Лабораторный опыт №14

## Определение кальция в составе костей

*Реактивы и оборудование.* Косточки птиц, стакан, весы, щипцы, раствор соляной кислоты, фильтровальная бумага, вода.

**Ход работы.** Небольшую косточку сначала взвесьте. Запишите показания весов. Положите косточку в стакан и влейте туда раствор соляной кислоты. Через 10 минут щипцами возьмите косточку, промойте водой и промокните фильтровальной бумагой. Косточку еще раз взвесьте. Показания весов запишите. Какой вывод можно сделать? Напишите ионное уравнение реакции.



## Лабораторный опыт №15

### Определение углерода в составе пищевых продуктов

*Реактивы и оборудование.* Спиртовка, ложка для сжигания, некоторые сухие продукты питания (сахар, молочный порошок, крахмал, кусочек белка яйца).

Чтобы определить углерод в пищевых продуктах, можно взять кусочек сахара, крахмал или белок яйца, и проверить их на горение. Обугливание продуктов питания указывает на наличие углерода.

§42

### ЗАГРЯЗНЕНИЕ ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ ТЯЖЁЛЫМИ МЕТАЛЛАМИ

Загрязнение окружающей среды – важнейшая проблема нашего времени. Экологические проблемы за последние годы не только не теряют своей актуальности, но с каждым годом усугубляются. Поэтому мы должны:

- раскрыть причины загрязнения окружающей среды металлами, определить основные источники и степень загрязненности;
- познакомиться с основными направлениями по предупреждению загрязнения окружающей среды металлами.

#### **Тяжелые металлы.**

Относятся к числу распространенных и весьма токсичных загрязняющих веществ. Они широко применяются в различных промышленных производствах, поэтому, несмотря на очистные мероприятия, содержание соединений тяжелых металлов в промышленных сточных водах довольно высокое. Большие массы этих соединений поступают в океан через атмосферу. Ионы тяжелых металлов – кадмия, ртути, свинца, цинка, меди, мышьяка – попадая по вине промышленных предприятий в почву и воду, а затем в наш организм, становятся поражающим фактором, отравляющим наш организм.

В Древнем Риме широко использовали **свинец**. В частности, из него были изготовлены водопроводные трубы, а сплавы, содержащие свинец, стали основным материалом для производства посуды. Естественно, что водопровод был только в богатых домах. Поэтому в организмах представителей высших слоев общества происходило постоянное накопление большого количества свинца – это подтвердили исследования захоронений того времени. А ведь даже малые концентрации свинца в организме ведут к снижению умственных способностей. В Германии были проведены исследования, которые доказали, что у детей, которые долго жили вблизи производственных предприятий, использующих свинец, умственные способности значительно ниже, чем у их сверстников, живущих в экологически чистых районах.

**Медь** прямо или косвенно участвует в большинстве обменных процессов и является их главным регулятором. Малые дозы меди влияют на обмен углеводов в организме (снижение содержания сахара в крови), минеральных веществ (уменьшение в крови количества фосфора) и других. Увеличение содержания меди в крови приводит к превращению минеральных соединений железа в органические, стимулирует использование накопленного в печени железа при синтезе гемоглобина. В Сирии и Египте новорожденным для профилактики рахита надевают медные браслеты.

**Цинк** называют «двуликим Янусом»: он стимулирует деление клеток и заживление пораженных тканей, но и в то же время способствует образованию раковых опухолей.

**Кадмий** в организм поступает через органы дыхания, вызывает дерматиты, кашель, одышку.

**Ртуть** используется в производстве люминесцентных ламп, в ртутных насосах для извлечения золота и серебра. Накапливается в печени и почках.

Другим немаловажным источником загрязнения окружающей среды является **автомобильный транспорт**. Опасно употреблять в пищу плоды растений, растущих вдоль автострэд. Эти растения накапливают огромные дозы свинца. После того как свинец был обнаружен в молоке коров, которые паслись возле шоссе, и в детском питании, произведенном из него, в большинстве стран Запада запретили устраивать пастбища в придорожной зоне.

Ухудшение экологической обстановки влияет на здоровье человека, вызывает резкий рост различных заболеваний. В связи с этим возникает проблема охраны окружающей среды.

**Окружающая среда и здоровье человека.** Человек имеет двойную сущность: он – представитель живых организмов, а также – социальная личность. Он испытывает на себе воздействие всех природных факторов среды. Одновременно с этим, в отличие от животных, он своей практической деятельностью изменяет среду, создавая искусственные условия.

Среда обитания человека – это совокупность многих условий живой и неживой природы; человек существует как в природной среде, так и в социальной. Роль человека в природе – это мощный экологический фактор, изменяющий облик планеты. Изучением взаимоотношений человека и окружающей среды занимается наука экология, рассматривающая закономерности взаимодействия людей с окружающей средой. При ее изучении учащиеся знакомятся с проблемой ухудшения здоровья людей, связанного с изменением качества окружающей среды. Вводится понятие «здоровье человека» как процесс сохранения и развития физической работоспособности и социальной активности человека при максимальной продолжительности его жизни. Уместно отметить, что сохранению и улучшению здоровья каждого отдельного человека и населения в целом служит здравоохранение, включающее в себя комплекс социально-экономических и медицинских мероприятий, направленных на сохранение здоровья людей.

Многие аллергические, онкологические и лучевые болезни являются следствием загрязнения окружающей среды. Можно дать следующее определение данному понятию: это не только внесение чужеродных веществ, но и всякое нежелательное изменение физических, химических и биологических свойств окружающей среды.

Виды загрязнения окружающей среды: химические, радиоактивные, электромагнитные, пылевые, вирусные, шумовые. На конкретных примерах можно раскрыть опасность каждого из них для здоровья людей. Так, шум ухудшает самочувствие, настроение, снижает работоспособность челове-

ка, непосредственно сказывается на его поведении в коллективе и семье, воздействует на психическое состояние людей.

В последние годы наблюдается усиление бактериального и вирусного загрязнения среды. Появлению новых форм болезнетворных бактерий и вирусов способствует химическое загрязнение среды обитания человека. Вирусное загрязнение – причина возникновения новых, неизвестных ранее болезней. Электромагнитные поля также влияют на рост и функции организма человека.

**Природоохранные мероприятия.** Для уменьшения вредного воздействия на окружающую среду используют системы очистки газов, сточных вод и переработку твердых отходов. Для химической очистки газы пропускают через специальные растворы реагентов, а также окисляют или восстанавливают загрязняющие вещества в присутствии катализаторов до безвредных продуктов. Для очистки вод используют различные физические, химические и биологические методы. Наиболее простым методом, который можно применять в быту, является **кипячение**.

Наилучшим решением проблем загрязнения среды должны стать безотходные производства, не имеющие сточных вод, газовых выбросов и твердых отходов. В настоящее время создаются малоотходные производства, в которых выбросы вредных веществ не превышают **предельно допустимую концентрацию (ПДК)**, а отходы не приводят к необратимым изменениям природы.

Используется комплексная переработка сырья, совмещение нескольких производств, применение твердых отходов для изготовления строительных материалов. Создаются новые технологии и материалы, экологически чистые виды топлива, новые источники энергии, снижающие загрязнение окружающей среды.

## А



1. Какие из перечисленных элементов относятся к тяжелым металлам: алюминий, бор, калий, медь, цинк, натрий, свинец, ртуть, хлор?
2. Как воздействуют ионы тяжелых металлов на живые организмы?
3. **Творческое задание.** Вы – директор фабрики, производящей резиновые игрушки. Вам предложили новую краску, содержащую кадмий, более дешевую и яркую. Ее исполь-

зование повысит прибыль фабрики в несколько раз. Вы за повышение прибыли или за здоровье детей?

### В

1. **Проблемное задание.** В комнате был случайно разбит медицинский термометр. Предложите все возможные способы собрать разлившуюся ртуть.
2. В составе батареек в источнике энергии имеются цинк, марганец, свинец, ртуть, медь. Подумайте, какую опасность несут применяемые батарейки. Используйте источники информации для доказательства своих ответов.
3. Найдите соответствие между химическим и его биологическим значением:

1. Кальций	а) Участвует в синтезе гормонов растений, входит в состав инсулина
2. Магний	б) Присутствует в составе некоторых беспозвоночных
3. Кобальт	с) Входит в состав хлорофилла
4. Йод	д) От него зависит работа мышц; необходимый элемент для свертывания крови
5. Цинк	е) Входит в состав витамина В <sub>12</sub>
6. Медь	ф) Входит в состав гормона щитовидной железы

### С

1. **Проблемное задание.** В молочной продукции известной компании обнаружены ионы свинца. Каким образом они могли туда попасть, и каково решение этой проблемы?
2. Согласны ли вы со следующими утверждениями?
  - а) Автотранспорт является одним из источников загрязнения атмосферы.
  - б) Завышенное содержание ионов тяжелых металлов в организме вызывает различные болезни.
  - в) Ионы тяжелых металлов разрушают структуру белка.
  - г) Пары ртути вызывают поражение центральной нервной системы.
  - д) Питьевую воду надо хранить в стеклянной посуде.

## Словарь

Русский	Казахский	Английский
макроэлементы	макроэлементтер	macronut rents
микроэлементы	микроэлементтер	teracc elements
загрязнение окружающей среды	қоршаған ортаның ластануы	environmental pollution
предельно допустимая концентрация	заттың шектеулі концентрациясы	maximum permissible concentration

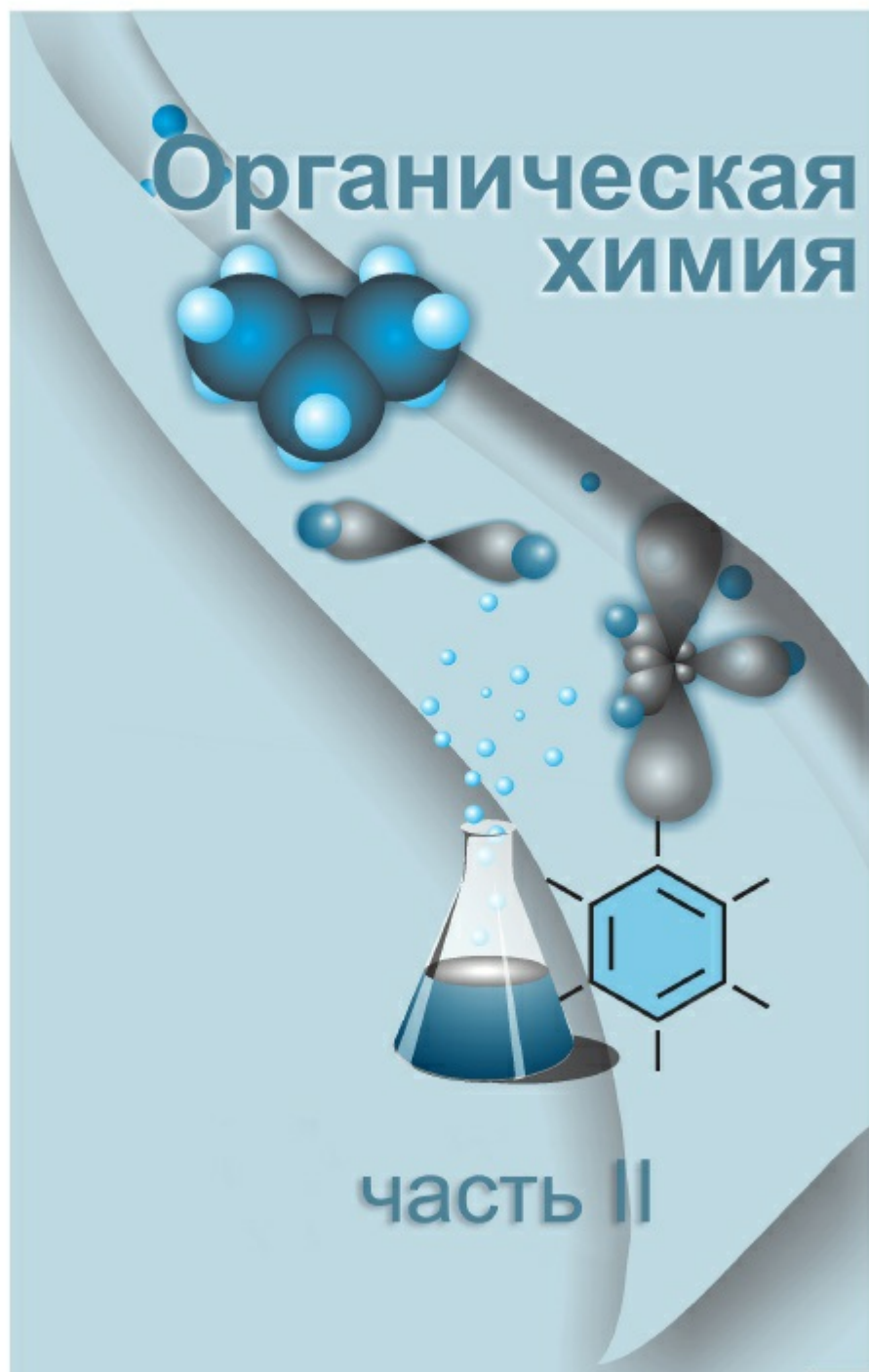
## ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. В живых организмах содержится более 70 химических элементов.

2. Жизненно важные элементы, которые содержатся исключительно в малых количествах (менее 0,01%), называются **микроэлементами**, а элементы, которые составляют от десятков до сотых долей процента, называются **макроэлементами**.

3. Источниками микро- и макроэлементов для человека являются продукты питания и вода. Для того чтобы сохранить здоровье, необходим сбалансированный рацион питания, чтобы в него входили все нужные микро- и макроэлементы, а также чистота окружающей среды.





14-4366

## ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

### Глава 10

#### §43 ОСОБЕННОСТИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



##### **Вспомните!**

Дайте характеристику углерода по его положению в Периодической системе. Назовите возможные валентности углерода и степени окисления.

Что вы знаете о количественном и качественном составе веществ? Как можно определить валентность элементов в соединениях? Что такое степень окисления? Как можно записать структурную формулу соединения?

**Органические вещества** – это соединения углерода и водорода. В их состав в основном входят атомы С, О, Н, N, S,

P, Cl, которые называют **органогенами** (т.е. рождающими органические соединения).



##### **Опорные слова!**

*Органические вещества, качественный и количественный состав молекулы, порядок соединения атомов в молекуле, взаимное влияние атомов*

Термин «органические» (от слова «организм») сначала относился только к соединениям, выделенным из живых организмов. Однако по мере развития науки органические вещества стали получать из неорганических, а также – синтетическим путем.

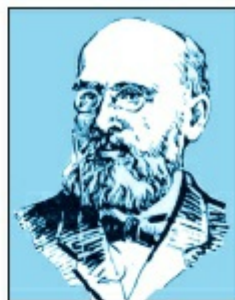
Органические соединения широко распространены в природе, они составляют основу жизнедеятельности растений, животных и человека, входят в состав пищи.

Органические вещества отличаются от неорганических рядом характерных признаков: 1) они неустойчивы к воздействию высоких температур, многие из них обугливаются, не доходя до температуры плавления; 2) при горении и гниении органических веществ образуются низкомолекулярные летучие неорга-

нические вещества ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{PH}_3$ ); З) в основном они не являются электролитами.

Особенности органических соединений во многом обусловлены особенностями элемента углерода, который входит в их состав. Многие органические вещества можно рассматривать, как производные углеводородов.

Например:



*А.М. Бутлеров  
(1828–1886)*

Углерод проявляет наибольшую ковалентность. Еще одна особенность атомов углерода – это способность соединяться друг с другом с образованием длинных открытых или циклических соединений. Органическим соединениям также свойственно наличие кратных (двойных и тройных) связей.

При изучении химии элементов мы руководствуемся Периодическим законом Д.И. Менделеева, а при изучении органических веществ такой фундаментальной теоретической основой является теория строения органических веществ А.М. Бутлерова (1861 г.).

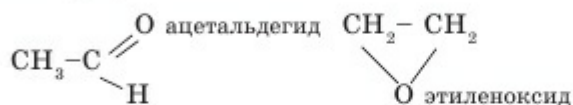
**Атомы в молекулах соединены между собой в определенной последовательности в соответствии с их валентностью. Свойства веществ зависят не только от состава и количества**

атомов, но и от порядка соединения атомов. Атомы в молекулах взаимно влияют друг на друга.

В теории А.М. Бутлерова рассматриваются четыре фактора, которые влияют на свойства веществ.

**I. На свойства веществ влияет порядок соединения атомов в молекулах (химическая структура).** Атомы в молекулах соединяются в соответствии со своей валентностью. С – четырехвалентен, О – двухвалентен, Н – одновалентен. Данное положение рассмотрим на следующем примере.

Известны три вещества с одинаковой молекулярной формулой  $C_2H_4O$ :



Они относятся к разным классам органических веществ. Различия в свойствах обусловлены изменением порядка соединения атомов в молекулах.

**II. Атомы и группы атомов взаимно влияют друг на друга, и это отражается на свойствах веществ:**

1) в молекуле происходит взаимное влияние атомов, которые непосредственно связаны между собой:



Хлорэтан – более реакционно способная молекула (из-за влияния атома хлора);

2) в молекуле происходит взаимное влияние атомов, которые непосредственно не связаны между собой:



Хлоруксусная кислота сильнее уксусной, что обусловлено влиянием атома хлора.

**Творческое задание.** Как вы думаете, почему хлоруксусная кислота сильнее уксусной кислоты? Может вы сами догадаетесь? Подсказка: обратите внимание на значение электроотрицательности атома хлора!

**III. На свойства веществ влияет их качественный состав** (из каких элементов состоит вещество). Например, в соединениях  $\text{CH}_3 - \text{Cl}$ ,  $\text{CH}_3 - \text{NO}_2$ ,  $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$  одним из составляющих является атом углерода. При изменении второго составляющего образуются вещества, относящиеся к разным классам соединений: хлориды, нитросоединения, амины.

**IV. Свойства веществ определяются их количественным составом.**

Например:  $\text{CH}_4$  – газ,  $\text{C}_6\text{H}_{14}$  – жидкость,  
                   метан                  гексан  
 $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$  – твердое вещество  
                   гексадекан

Эти вещества отличаются не только физическими, а также некоторыми химическими свойствами.

#### А



1. Какие соединения относятся к органическим веществам?
2. Чем отличаются органические вещества от неорганических?
3. Назовите основные положения теории строения органических веществ А.М. Буглерова.

#### В

1. Объясните, как влияет на свойства веществ их количественный и качественный состав.
2. Как влияет порядок связи атомов на свойства веществ? Приведите примеры.
3. Дополните текст. Связи в органических веществах ... , им не обязательно образовывать ... . Особенность атомов углерода – соединяясь друг с другом, они образуют соединения ... или ... . Также органические вещества имеют двойные и тройные связи.

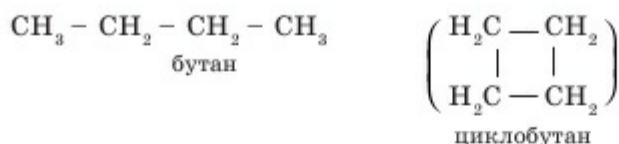
### §44 КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



**Вспомните!**

*Какую валентность проявляет углерод в соединениях? Где применяется метан? В состав какого вещества он входит?*

Органические соединения разнообразны. По структуре они разделяются на **ациклические** и **циклические**:



По составу они подразделяются на **углеводороды**, **кислородсодержащие** органические вещества и **азотсодержащие** органические соединения (с.м. схемы 5, 6, 7).

Схема 5. Углеводороды

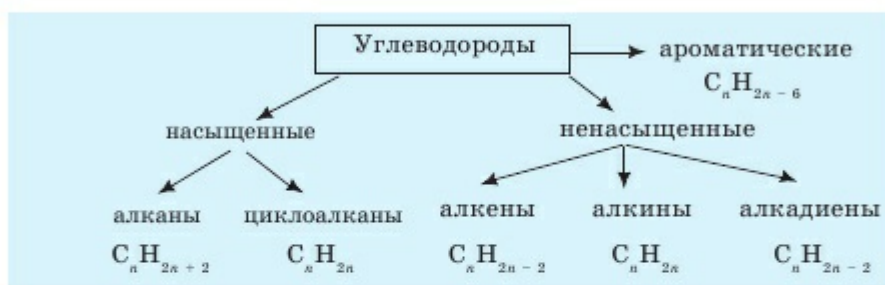
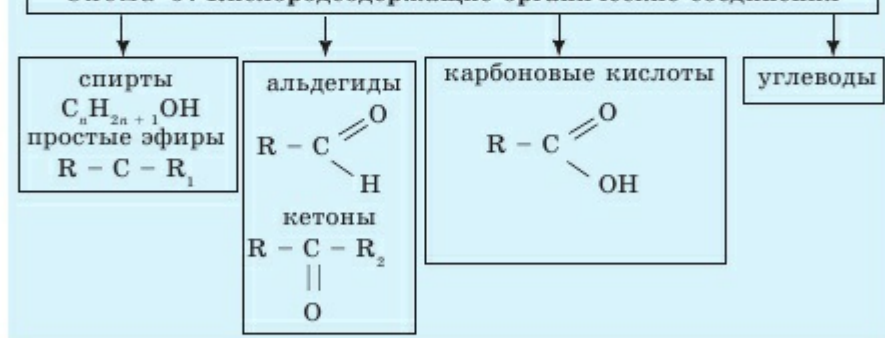
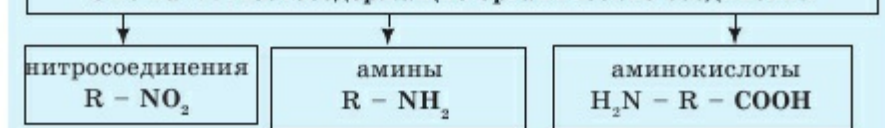


Схема 6. Кислородсодержащие органические соединения



К азотсодержащим соединениям относятся нитросоединения, амины, аминокислоты и белки.

Схема 7. Азотсодержащие органические соединения



**Химические свойства.** Кислородсодержащие и азотсодержащие органические вещества определяются наличием функциональных групп. Функциональной группой называют группу атомов, характерную для определенных классов органических соединений, определяющих их свойства.

Об этих соединениях подробнее вы узнаете в следующих параграфах.

### А



1. Вместо многоточий вставьте слова. По структуре соединения бывают с открытой цепочкой ... и закрытой ... .
2. Как подразделяются органические соединения?
3. Назовите органические соединения, которые вы знаете.
4. Как подразделяются углеводороды?

### В

1. Назовите кислородсодержащие органические соединения.
2. Назовите азотсодержащие органические соединения.
3. Какова валентность атома углерода в соединениях: метан  $\text{CH}_4$ , этан  $\text{C}_2\text{H}_6$ , пропан  $\text{C}_3\text{H}_8$ , гексан  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ?
4. Выберите правильный ответ. По составу к органическим веществам относятся:
  - a) углеводороды;
  - b) основания;
  - c) кислородсодержащие органические соединения;
  - d) остатки кислот;
  - e) азотсодержащие органические соединения.

## §45

### ГОМОЛОГИЧЕСКИЕ РЯДЫ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

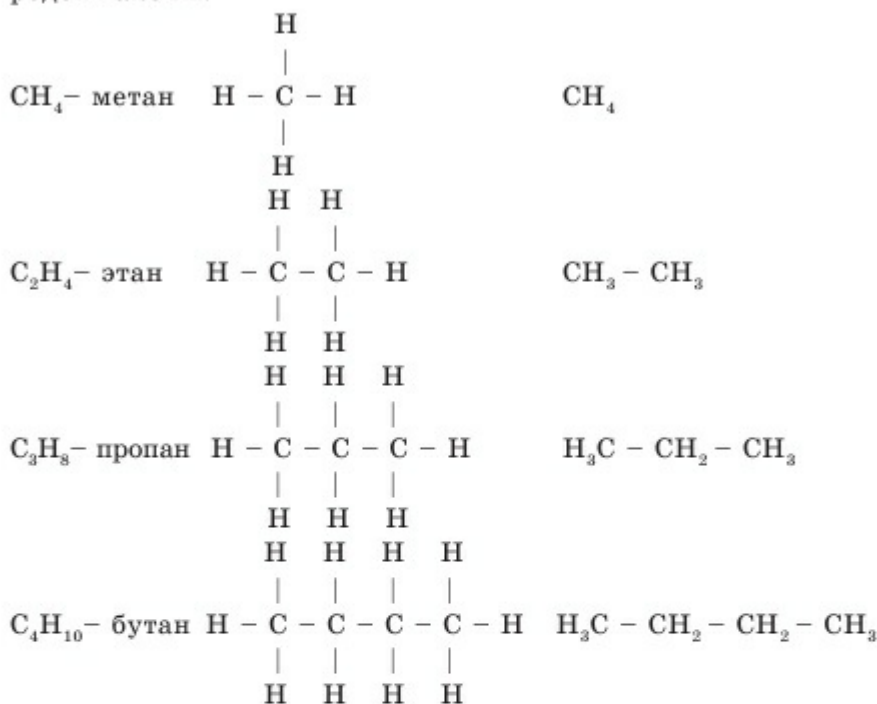
Ряд насыщенных углеводородов является **гомологическим** (от греч. *homologos* – подобный) рядом (табл. 17). Каждый следующий представитель ряда гомологов отличается от предыдущего на группу ( $-\text{CH}_2-$ ), которая называется **гомологической разностью**. Общая формула насыщенных углеводородов –  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ , где  $n$  – целое число атомов углерода.

$$n = 5, \text{C}_5\text{H}_{2 \cdot 5 + 2} = \text{C}_5\text{H}_{12} \text{ пентан}$$

$$n = 6, \text{C}_6\text{H}_{2 \cdot 6 + 2} = \text{C}_6\text{H}_{14} \text{ гексан}$$

$$n = 7, C_7H_{2 \cdot 7 + 2} = C_7H_{16} \text{ гептан}$$

Графические формулы некоторых насыщенных углеводородов таковы:



Соединения, сходные по строению и химическим свойствам и отличающиеся друг от друга на одну или несколько групп  $-CH_2-$ , называются гомологами. Они образуют гомологические ряды.

Таблица 17. Насыщенные углеводороды неразветвленного строения

Углеводороды	Молекулярная формула	Строение	Температура (°C)	
			плавления	кипения
1	2	3	4	5
Метан	$CH_4$	$CH_4$	-182	-162
Этан	$C_2H_6$	$CH_3 - CH_3$	-183	-89
Пропан	$C_3H_8$	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	-187	-42
Бутан	$C_4H_{10}$	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	-138	-0,5



продолжение:

1	2	3	4	5
Пентан	$C_5H_{12}$	$CH_3(CH_2)_3 - CH_3$	-130	+36
Гексан	$C_6H_{14}$	$CH_3 - (CH_2)_4 - CH_3$	-95	+69
Гептан	$C_7H_{16}$	$CH_3 - (CH_2)_5 - CH_3$	-91	+98
Октан	$C_8H_{18}$	$CH_3 - (CH_2)_6 - CH_3$	-57	+126
Нонан	$C_9H_{20}$	$CH_3 - (CH_2)_7 - CH_3$	-54	+151
Декал	$C_{10}H_{22}$	$CH_3 - (CH_2)_8 - CH_3$	-30	+174



1. Вместо многоточий вставьте формулы. Соединения с открытой цепью делятся на два вида: предельные углеводороды ... и непредельные углеводороды ... , у ... может быть в составе двойная и тройная связь.
2. Что является гомологическим рядом?
3. Какова общая формула насыщенных углеводородов?
4. Составьте формулу насыщенного углеводорода при  $n = 9$ .
5. В составе молекулы:
  - a) 5 атомов углерода;
  - b) 6 атомов углерода;
  - c) 7 атомов углерода;
  - d) 8 атомов углерода;
  - e) 10 атомов углерода.
 Составьте молекулярные и структурные формулы предельных углеводородов.
6. Относительно молекулярные массы:
  - a) 30;
  - b) 58;
  - c) 72.
 Составьте формулы углеводородов.
7. Какой объем кислорода (н.у.) используется при сжигании 5 кг метана?

Ответ: 14 м<sup>3</sup>

#### §46

### НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Для названия углеводородов будем использовать две номенклатуры: **историческую** (тривиальные – случайные названия) и согласно ИЮПАК.

По **исторической** (эмпирической) номенклатуре названия веществ связаны с источниками их получения (молочная, яблочная кислоты), способами получения (пировиноградная

кислота). Первые четыре углеводорода в гомологическом ряду имеют случайные названия. Начиная с пентана, название образуется из греческого числительного с добавлением суффикса *-ан*.  $C_1 - C_4$  – газообразные,  $C_5 - C_{14}$  – жидкие, далее с  $C_{16}$  – твердые вещества.

$C_5H_{12}$  – пентан

$C_8H_{18}$  – октан

$C_6H_{14}$  – гексан

$C_9H_{20}$  – нонан

$C_7H_{16}$  – гептан

$C_{10}H_{20}$  – декан

Для составления названий алканов согласно ИЮПАК нужно:

1) выбрать самую длинную неразветвленную цепь атомов углерода;

2) пронумеровать эту цепь таким образом, чтобы заместители, которые в молекулах углеводородов замещают атомы водорода, были ближе к началу цепи;

3) указать цифрой место (порядковый номер углерода в основной цепи) и название заместителя, затем – название основной цепи с суффиксом *-ан*. Для этого нужно знать названия **радикалов** (образуются при отщеплении атома водорода от углеводорода), которые образуются от названий соответствующих углеводородов путем замены суффикса *-ан* на *-ил*.

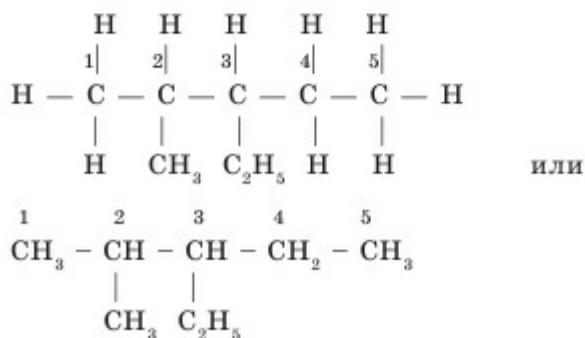
Метан  $CH_4$ ; метил  $CH_3-$

Этан  $CH_3-CH_3$ ; этил  $CH_3-CH_2-$

Пропан  $CH_3-CH_2-CH_3$ ; пропил  $CH_3-CH_2-CH_2-$

изопропил  $CH_3-\underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH}-$

Например:



1) Выбираем самую длинную неразветвленную цепь. Пять атомов углерода – пентан.

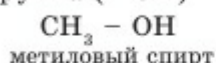
2) Нумерацию начинаем с места, где много разветвлений.

3) На втором и третьем углероде есть разветвления.

4) Называем: 2-метил-3-этилпентан.

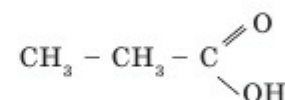
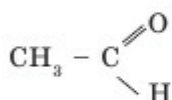
Номенклатура других соединений связана с функциональной группой других классов органических соединений и по месту двойных и тройных связей.

Для спиртов функциональной группой является гидроксогруппа ( $-OH$ )

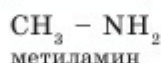
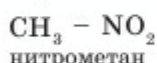


У альдегидов функциональная группа  $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}$  (альдегидная группа).


У карбоновых кислот – карбоксильная группа  $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}$   
 $-\text{OH}$



У азотсодержащих органических соединений в составе функциональной группы нитро- ( $-\text{NO}_2$ ) и амина- ( $-\text{NH}_2$ ).



Кратные связи – алкены: двойные  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ ;  
этен

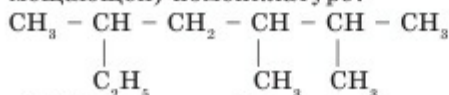
алкины: тройные  $\text{CH} \equiv \text{CH}$ , арены – бензол 

этин

Эти классы соединений подробнее будем изучать в дальнейших темах.



1. Напишите формулу 3,3-диметилпентана.
2. Как называется данное соединение по международной (замещающей) номенклатуре?



а) 2,3-диметил – 5-этилгексан;

- b) 2-метил – 4,5-метилгексан;  
 c) 2,3-диметил – 5-метилгептан;  
 d) 1,3-диметил – 5-этилгексан;  
 e) 2-метил – 4,5-диэтилгексан.
3. Напишите формулу 2,3-диметилбутана.

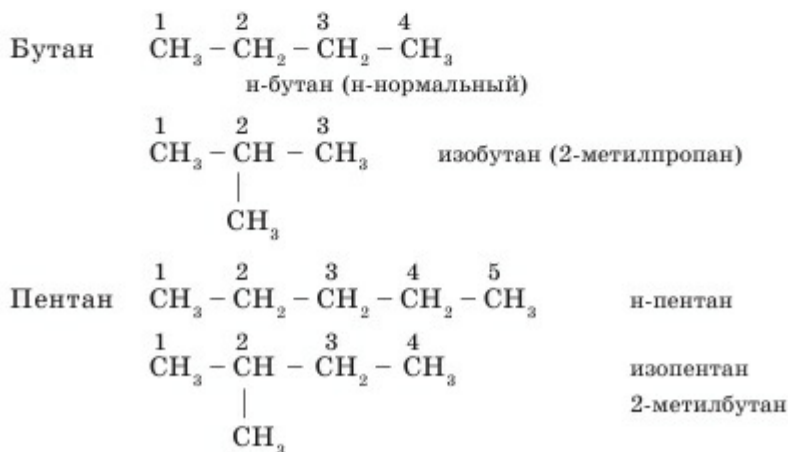
## §47 ИЗОМЕРИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

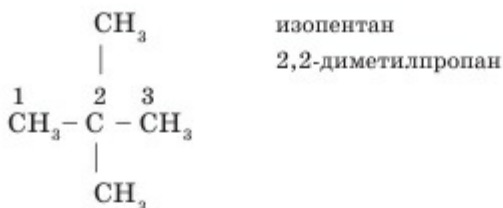
**Изомерами** называются вещества с одинаковым качественным и количественным составом, но с различным химическим строением, вследствие этого обладающие различными свойствами. Само явление называется **изомерией**. Существование изомеров вытекают из основных положений теории строения.

Существует несколько видов изомерии:

- 1) изомерия цепи (углеродного скелета);
- 2) изомерия положения функциональных групп;
- 3) изомерия положения кратных связей;
- 4) пространственная изомерия (цис-, транс- группы);
- 5) изомерия функциональных групп (соединения будут отличаться расположением этих групп). Наличием изомерии, а также способностью углерода образовывать углеродные цепи, кольца обусловлено многообразие органических соединений.

Рассмотрим на примерах первый тип изомеров для природных углеводов.

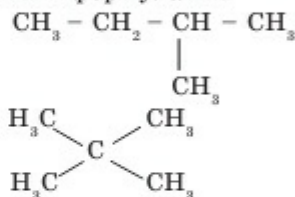
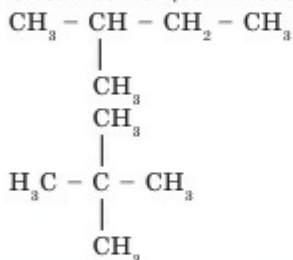




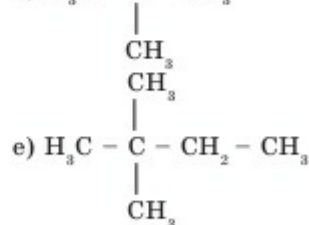
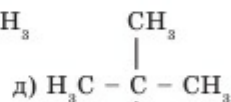
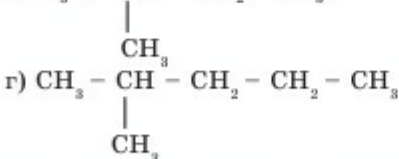
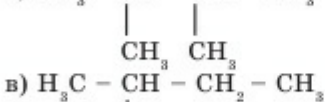
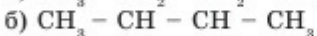
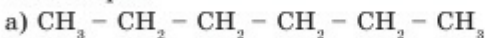
1. Дайте определение изомера в правильном порядке:

- 1) Разное строение.
- 2) Разные свойства.
- 3) Одинаковый количественный и качественный состав.
  - а) 3 1 2;
  - б) 1 2 3;
  - в) 3 2 1;
  - г) 2 3 1;
  - д) 1 3 2.

2. Сколько веществ изображено данными формулами?



3. Выберите среди перечисленных соединений гомологи и изомеры.



4. Напишите все изомеры гексана  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ .

5. Углеводород состоит из 75% углерода, его плотность по воздуху равна 0,552. Определите его формулу.

### РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ «ВЫВОД МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМУЛЫ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА ПО ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ПЛОТНОСТИ И ПО МАССОВЫМ ДОЛЯМ ЭЛЕМЕНТОВ»

#### Алгоритм

1. Записать кратко условие задачи.
2. Определить относительную молекулярную массу вещества по его относительной плотности.
3. Определить соотношение количеств веществ элементов в соединении по формуле  $\nu = \frac{m}{M}$ .
4. Определить простейшую формулу вещества путем деления этого соотношения на наименьшее значение количества вещества элемента в соединении.
5. Определить относительную молекулярную массу по простейшей формуле.
6. Для составления истинной формулы необходимо разделить относительную молекулярную массу вещества по его относительной плотности (п. 2) на его относительную молекулярную массу по простейшей формуле (п. 5).
7. Составить истинную формулу.
8. Записать ответ.

**Задача 1.** Массовая доля углерода в углеводороде 0,8, а относительная плотность его по водороду равна 15. Какова формула углеводорода?

① Дано:

$$\omega(\text{C}) = 0,8$$

$$D_{\text{H}_2} = 15$$

---


$$H/n: \text{C}_x\text{H}_y$$

$$\omega(\text{H}) = 1 - 0,8 = 0,2$$

② Решение:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{C}_x\text{H}_y)}{M_r(\text{H}_2)}$$

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{H}_2} \cdot M_r(\text{H}_2)$$

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = 15 \cdot 2 = 30$$

$$\textcircled{3} \quad v = \frac{m}{M}; M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}; M(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}$$

$$x : y = \frac{80}{12} : \frac{20}{1} = 6,66 : 20$$

$$\textcircled{4} \quad x : y = \frac{6,66}{6,66} : \frac{20}{6,66} = 1 : 3$$

$$\textcircled{5} \quad M_r(\text{CH}_3) = 12 + 3 = 15$$

$$\textcircled{6} \quad D_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{C}_x\text{H}_y)}{M_r(\text{CH}_3)}$$

$$\textcircled{7} \quad \text{Истинная формула углеводорода: } (\text{CH}_3)_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$$

Ответ:  $\text{C}_2\text{H}_6$ .

**Задача 2.** Относительная плотность паров кислоты по воздуху равна 3,0345. В состав вещества входят 54,4% С, 36,4% О, 9,2% Н. Какова молекулярная формула вещества?

① Дано:

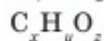
$$\omega(\text{C}) = 54,4\%$$

$$\omega(\text{O}) = 36,4\%$$

$$\omega(\text{H}) = 9,2\%$$

$$D_{\text{возд.}} = 3,0345$$

H/n: ф-ла?



② Решение:

$$D_{\text{возд.}} = \frac{M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)}{29} \Rightarrow M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 29 D_{\text{возд.}}$$

$$M = 29 \cdot 3,0345 = 88 \text{ г/моль}$$

$$x : y : z = \frac{54,4}{12} : \frac{36,4}{16} = \frac{9,2}{1} =$$

$$= 4,53 : 2,275 : 9,2$$

$$\textcircled{3} \quad \frac{4,53}{2,257} : \frac{2,275}{2,275} : \frac{9,2}{2,275} = x : y : z; x : y : z = 2 : 1 : 4.$$

Простейшая молекулярная формула вещества –  
 $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$  или  $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$

④ Ответ:  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ .

**Задачи для закрепления**

1. Относительная плотность углеводорода по воздуху равна 0,552, в состав вещества входит 75% углерода. Определите молекулярную формулу.

2. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху равна 1,1. Элементный состав  $\omega(\text{C}) = 37,5\%$ ,  $\omega(\text{H}) = 12,5\%$ ,  $\omega(\text{O}) = 50\%$ . Какова молекулярная формула.

3. Относительная плотность паров по азоту равна 1,643, в состав вещества входят элементы C, O, H, их массовые доли соответственно 0,24; 0,696; 0,043. Составьте молекулярную формулу вещества.

**ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ**

1. **Органические вещества** – это соединения углерода и водорода. В их состав входят атомы – органогены: O, N, S, P, Cl.

2. Теоретической основой органической химии является теория строения органических веществ А.М. Бутлерова. Атомы в молекулах соединены между собой в определенной последовательности в соответствии с их валентностью. Свойства веществ зависят не только от состава и количества атомов, но и от порядка соединения атомов. Атомы в молекулах взаимно влияют друг на друга.

3. Группы, которые определяют химические свойства соединений, называются **функциональными**.

4. Соединения, сходные по строению, химическим свойствам и отличающиеся друг от друга на одну или несколько групп –  $\text{CH}_2$  –, называются **гомологами**. Эту группу называют **гомологической разностью**.

5. **Изомерами** называются вещества с одинаковыми качественными и количественными составами, но с различным химическим строением, вследствие этого обладающие различными свойствами.



## УГЛЕВОДОРОДЫ. ТОПЛИВО

## Глава 11

## §48 АЛКАНЫ

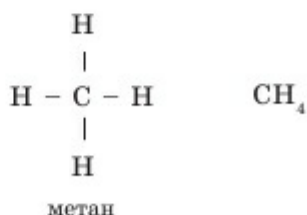
**Насыщенные углеводороды**, или алканы, широко распространены в природе, они входят в состав каменного угля, природных и попутных нефтяных газов. Насыщенными они называются потому, что в них все валентности атомов углерода насыщены атомами водорода. Первый представитель алканов – метан  $\text{CH}_4$ , болотный, или рудничный, газ. Он бесцветный, не имеет запаха, легче воздуха ( $D_{\text{возд.}} = 0,55$ ) и нерастворим в воде.

Общая формула гомологического ряда алканов  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ .

**Строение молекулы метана.** Атом углерода в молекуле метана находится в возбужденном состоянии.



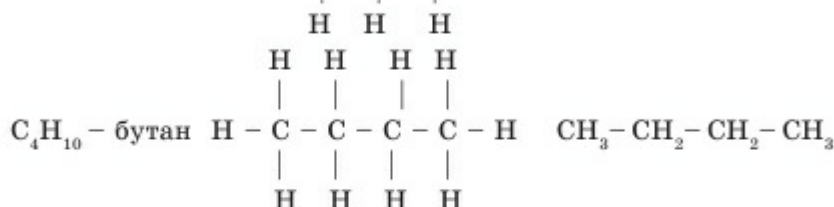
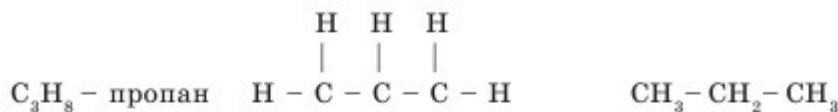
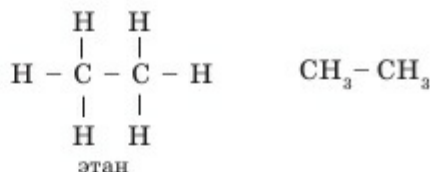
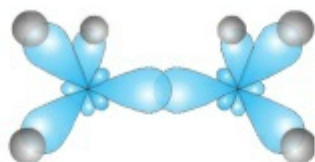
Эти электроны образуют с электронами водорода полярную ковалентную связь.



А в молекуле этана орбитали расположены в пространстве следующим образом:

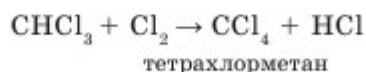
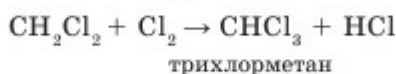
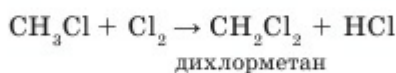
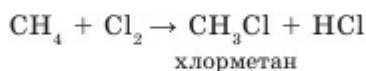
**Опорные слова!**

Гомологи,  
гомологическая  
разность,  
изомеры,  
номенклатура,  
алканы,  
общая формула,  
радикал, фреон,  
хлорофилл



**Химические свойства.** Для насыщенных углеводородов характерны реакции: 1) замещения; 2) разложения; 3) горения; 4) изомеризации.

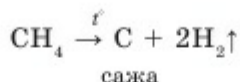
1) Реакция замещения метана с хлором идет под действием света ступенчато:



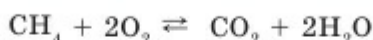
Одним из первых химиков, которые начали изучать реакции хлорирования алканов, был немецкий химик-органик Карл Шорлеммер. Реакция хлорирования метана и его гомологов были использованы для доказательства строения углеводородов. Исследование процессов хлорирования углеводородов сыграло немаловажную роль при создании механизма теории цепной реакции (Н.Н. Семенов). Начиная с тридцатых годов прошлого века возникла задача рационального использования углеводородов и их хлорпроизводных, необхо-

димых в народном хозяйстве. Хлорпроизводные имеют как самостоятельное значение, так и являются промежуточными продуктами синтеза других органических веществ.

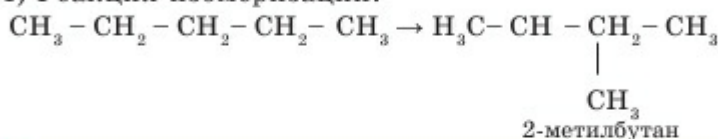
2) При нагревании без доступа воздуха образуются сажа и водород.



3) Реакция горения:



4) Реакция изомеризации:



### *Это интересно!*

*Оказывается, снег горит. Это гексагидрат метана  $\text{CH}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . При горении такого «снега» образуется лужа.*

**Применение.** Алканы используются прежде всего в качестве топлива. Они являются основной составной частью многих горючих газов как природных и попутных газов нефтяных месторождений. Метан является исходным сырьем для получения других классов органических соединений: формальдегида, метилового спирта и т.д.

Хлорпроизводные метана являются хорошими растворителями, но все они обладают разной степенью токсичности.

$\text{CH}_3\text{Cl}$  – хлорметан, газообразное очень огнеопасное вещество, которое легко переходит в жидкое состояние. При испарении поглощает большое количество тепла. Поэтому необходимо учесть, что при контакте с этой жидкостью она может вызвать обморожение.

$\text{CH}_2\text{Cl}_2$  – дихлорметан, не относится к горючим веществам, но поддерживает горение.

$\text{CHCl}_3$  – хлороформ,  $\text{CCl}_4$  – четыреххлористый углерод – жидкости. Они также прекрасные растворители смол, жиров, каучука и других органических веществ. Применяются для тушения огня (особенно тогда, когда нельзя использовать воду).

Эти вещества могут всасываться в организм даже через кожу. При вдыхании пары пагубно влияют на работу центральной нервной системы, могут поражать печень, почки.

Поэтому при работах с такими препаратами – растворителями необходимо соблюдать все правила техники безопасности.



### Запомните!

На кухне мы пользуемся пропаном  $C_3H_8$ . Это газ без запаха и цвета,  $M_r = 44$ . При нарушении герметичности газовой плиты пропан полностью вытесняет воздух при открытой форточке из кухни ( $D_{возд.} = 1,52$ ). Если в этот момент зажечь спичку, может произойти взрыв. Это можно предотвратить, если добавить на 1 т газа 150 мл изопентантиола, что заблаговременно предусмотрено сотрудниками газового хозяйства. Поскольку тиоспирты – вещества с неприятным запахом, и даже при таком разбавлении мы чувствуем их запах.

## А



- Покажите общую формулу алканов:
  - $C_n H_{2n}$ ;
  - $C_n H_{2n+2}$ ;
  - $C_n H_{2n+3}$ ;
  - $C_n H_{2n-2}$ .
- Вместо многоточий вставьте слово и формулу. Алканы – в составе молекулы атомы углерода соединяются между собой только одинарными ... . Его общая формула ... . Это – ... углеводороды.
- Назовите производных метана, напишите их формулы, объясните, где они применяются.
- Определите формулу углеводорода при  $n = 8$ .
- Какова формула насыщенного углеводорода, если его плотность по водороду равна 43?
- Какие из этих соединений являются предельными:  $C_5H_{12}$ ,  $C_5H_{10}$ ,  $C_4H_8$ ,  $C_2H_4$ ,  $C_3H_6$ ,  $C_{10}H_{22}$ ?

## В

- Определите молекулярную массу углеводорода, в составе которого 16 атомов водорода.
- Как меняется количество изомеров в соединениях с увеличением атомов углерода?
- Напишите реакции горения и изомеризации предельных углеводородов.

- Сколько изомеров можно получить из пентана, и как они называются? Напишите их формулы.
- Рассчитайте объем воздуха, необходимого для сжигания 100 л (н.у.) пропана.

*Ответ:*  $V(\text{возд.}) = 2,5 \text{ м}^3$ .

- Выведите формулу углеводорода, если известны объемные отношения газов при сжигании –  $V(\text{C}_x\text{H}_y) : V(\text{O}_2) : (\text{CO}_2) : V(\text{H}_2\text{O}) = 2 : 7 : 6 : 8$  (объемы газов измерены в одинаковых условиях).

### С

- Сколько литров (н.у.) бутана необходимо сжечь, чтобы при пропускании полученного  $\text{CO}_2$  через известковую воду образовалось 250 г  $\text{CaCO}_3$ ?

*Ответ:*  $V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 14 \text{ л}$ .

- Какой объем метана выделится при сплавлении 180 г ацетата натрия с 80 г сухого гидроксида натрия, если выход метана составляет 80%?

*Ответ:*  $V(\text{CH}_4) = 35,84 \text{ л}$ .

- Вычислите объем хлороводорода и массовую долю кислоты ( $\rho = 1,15 \text{ г/мл}$ ), которая образуется при растворении хлороводорода, полученного хлорированием 1 м<sup>3</sup> (по первой ступени) этана при  $t^\circ = 30^\circ\text{C}$ ,  $p = 98 \text{ кПа}$  в 3 л воды.

*Ответ:*  $w(\text{HCl})_{\text{р.р.}} = 31,42\%$ ,  $V(\text{HCl}) = 3,8 \text{ л}$ .

### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Науку, изучающую соединения углерода, называют **органической химией**.

2. Огромное количество органических веществ обусловлено электронным строением атомов углерода и способностью образовывать цепи различного вида. Органические вещества составляют основу жизнедеятельности живых организмов.

3. Многочисленность органических соединений объясняется наличием **открытых, циклических, разветвленных форм молекул**.

4. Для органических веществ характерны ковалентные связи.

5. Для алканов характерна изомерия углеродного скелета.

6. Насыщенные углеводороды вступают в реакции: 1) замещения с разрывом связи  $\text{C} - \text{H}$ ; 2) изомеризации с разрывом связи  $\text{C} - \text{C}$  и крекинга.

7. Общая формула алканов:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ .

8. **Алканы** – неполярные соединения, они с трудом окисляются – но они легко загораются, сгорают быстро.

## §49 АЛКЕНЫ



### Вспомните!

Какие органические вещества относятся к предельным углеводородам? Вспомните пространственную модель метана.

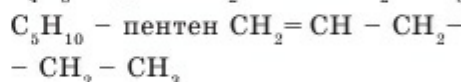
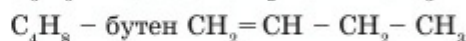
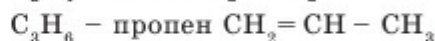
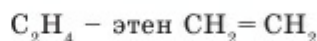


### Опорные слова!

Алкены, дегидрирование, дегидратация, изомерия углеродного скелета, изомерия положения кратной связи и геометрическая изомерия алкенов

К ненасыщенным углеводородам относятся алкены и алкины, т.е. углеводороды с кратными (двойными или тройными) связями. Алкены образуются при отнятии одной молекулы водорода от алканов.

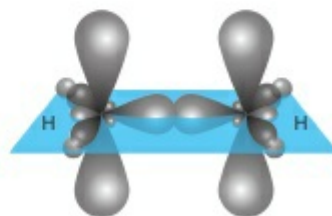
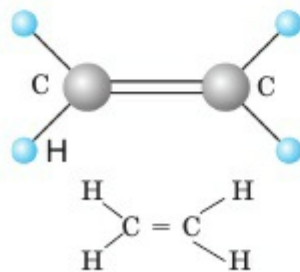
Первый представитель алкенов – этилен  $C_2H_4$ . Гомологический ряд алкенов:



Общая формула алкенов:  $C_nH_{2n}$

В алкенах электронные орбитали атома углерода в пространстве располагаются под углом  $120^\circ$ .

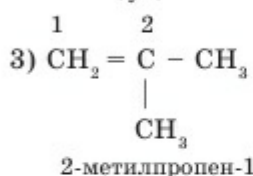
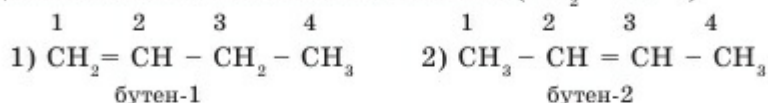
В молекуле этилена с участием электронов образуются связи. У каждого атома углерода остается по одному электрону, при боковом перекрывании их электронных облаков образуется связь. Тогда два атома углерода соединяются двойной связью.



Таким образом, если для алканов характерны исключительно одинарные связи между атомами углерода, то алкены отличаются двойными связями.

**Физические свойства.** Этилен – газ без цвета и запаха, тяжелее водорода ( $D_{(H_2)} = 14$ ), имеет приблизительно одинаковую плотность с воздухом ( $D_{\text{возд.}} = 0,97$ ), нерастворим в воде.

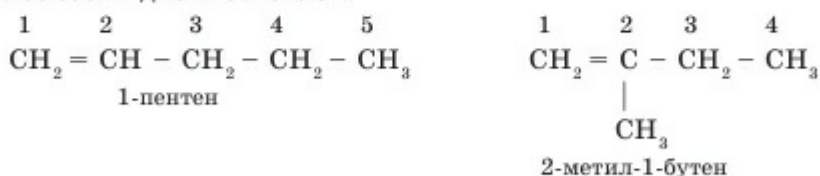
**Изомерия алкенов** определяется изомерией положения двойной связи (1, 2) и изомерией углеродного скелета (3). Радикал этилена называется винилом ( $CH_2 = CH -$ ).



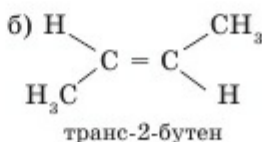
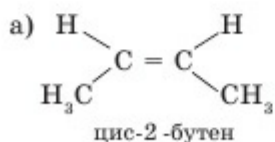
1-я и 2-я молекулы – изомеры по месту кратной связи.

3-я молекула – изомер по углеродному скелету.

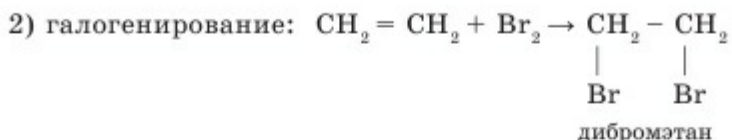
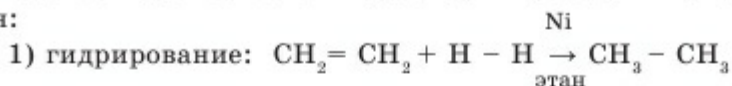
**Названия алкенов** образованы от названий соответствующих алканов с заменой суффикса *-ан* на *-ен*, с указанием номера атома углерода при двойной связи. Главную цепь нумеруют с того конца, к которому ближе двойная связь. Для алкенов характерна также пространственная изомерия, которая связана с расположением заместителей по отношению к плоскости двойной связи.



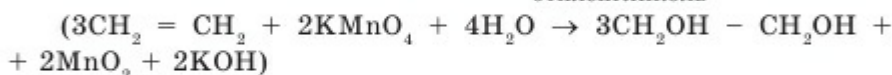
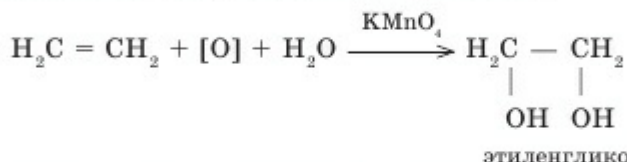
Геометрические изомеры 2-бутена:



**Химические свойства алкенов.** Из-за наличия непрочной  $\pi$ -связи для алкенов характерны реакции присоединения:



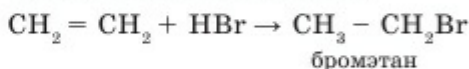
**Это качественная реакция на этилен,** в результате которой происходит обесцвечивание бромной воды бурого цвета (раствора брома в воде). Слабый раствор марганцовки ( $\text{KMnO}_4$ ) обесцвечивается (качественная реакция):



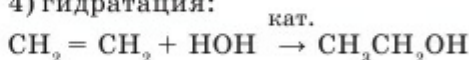
**Опорные слова!**

Гидрирование,  
галогенирование,  
гидратация,  
полимеризация,  
мономер,  
полимер,  
полиэтилен,  
степень  
полимеризации

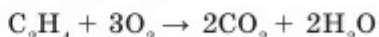
3) гидрогалогенирование:



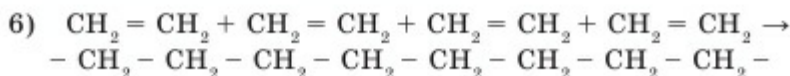
4) гидратация:



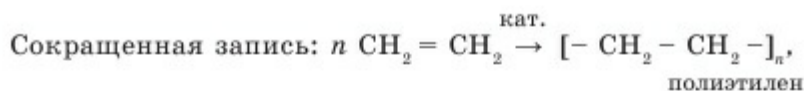
5) горение:



Алкаменам свойственны и реакции **полимеризации**, в результате которых из **мономеров** (низкомолекулярные вещества) образуются **полимеры** (высокомолекулярные вещества). Молекулы ненасыщенных соединений, которые взаимодействуют между собой, называются **мономерами**. Рассмотрим реакцию полимеризации на примере образования полиэтилена.







где  $n$  – степень полимеризации,  $(- \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)$  – структурное звено – это активированная форма молекулы мономера, которая многократно повторяется в полимере.

**Получают** полиэтилен при высоком и низком давлении. Полиэтилен, полученный при высоком давлении, имеет аморфное строение, при низком давлении – кристаллическое.

**Применение.** Полиэтилен обладает многими ценными свойствами. Он не пропускает влагу и газ, устойчив к действию сильных кислот и щелочей, а также органических растворителей. Поэтому он применяется как электроизоляционный материал в радиотехнике, для покрытия металлов, а также для изготовления предметов домашнего обихода.

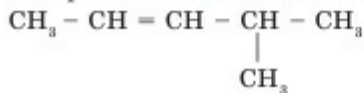
Пластиковая упаковка, особенно полиэтиленовые пакеты, трудно поддаются переработке и наносят вред природе. Срок окончательного распада полиэтилена, находящегося в земле, варьируется от 100 до 400 лет. Унесенные ветром пакеты загрязняют акваторию Мирового океана и представляют угрозу для морских обитателей. Поэтому экологи во многих цивилизованных странах призывают отказаться от использования полиэтиленовых пакетов.

## А



- Какие виды изомерии характерны для этиленовых углеводородов?
- Из нижеприведенных соединений выделите гомологов алкенов:
 

а) $\text{C}_2\text{H}_6$ ;	г) $\text{C}_2\text{H}_4$ ;	ж) $\text{C}_8\text{H}_{16}$ ;
б) $\text{C}_4\text{H}_6$ ;	д) $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ;	з) $\text{C}_3\text{H}_8$ ;
в) $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ;	е) $\text{C}_9\text{H}_{20}$ ;	и) $\text{C}_4\text{H}_8$ .
- Определите формулы углеводородов ряда алкана и ряда алкена, если в них содержатся по 16 атомов водорода.
- Назовите это соединение и напишите формулы изомеров, которые отличаются по месту нахождения двойной связи.



4. Напишите уравнения реакций, показывающие химические свойства алкенов. Какие реакции характерны для них?
5. Какие реакции характерны для ненасыщенных углеводов?

### В

1. Определите массу, число молекул и количество вещества 6,72 л пропена.
2. Определите формулу алкена, если 0,84 г алкена присоединяет 3,2 г брома.
3. Напишите уравнение реакции полимеризации пропилена.

### С

1. Сколько литров (н.у.) водорода вступает в реакцию со смесью газов, состоящей из 30% этилена, 30% пропена и 40% бутена, массой 50 г?

*Ответ:*  $V(\text{H}_2) = 28$  л.

2. Объем газовой смеси – 150 л, объемная доля пропена – 20%, бутена – 80%. Какой объем воздуха потребуется ( $\varphi(\text{O}_2) = 20\%$ ) для сжигания этой смеси?

*Ответ:*  $V(\text{возд.}) = 4,27$  м<sup>3</sup>.

3. Смесь метана и этилена объемом 500 мл обесцвечивает 50 г бромной воды ( $\omega(\text{Br}_2) = 4,7$ ). Определите объемную долю этилена в газовой смеси.

*Ответ:*  $\varphi(\text{C}_2\text{H}_4) = 65,8\%$ .

4. При дегидрогенизации 200 мл этана (н.у.) получили этилен с 85%-м выходом. Определите объем растворителя 1,2-дихлорэтана ( $\rho = 1,24$  г/мл), который образуется из полученного этилена.

*Ответ:*  $V(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2) = 0,606$  мл.

### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Общая формула алкенов  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .
2. Для алкенов характерны изомерия углеродного скелета, изомерия положения двойной связи, а также пространственная **цис-**, **транс-изомерия**.
3. Алкены по месту разрыва могут участвовать в реакции присоединения.
4. Алкены легко окисляются. Их реагентами являются водный раствор  $\text{KMnO}_4$  и бромная вода (качественные реакции).
5. Для алкенов характерны и реакции **полимеризации**.

## §50 АЛКИНЫ

**Вспомните!**

Что вы знаете о насыщенных и ненасыщенных углеводородах? Как образуются одинарные и двойные связи?

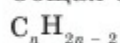
**Ацетилен (этин)** – первый представитель гомологического ряда алкинов, также являющихся ненасыщенными углеводородами.

Молекулярная формула:  $C_2H_2$ .

Структурная формула:



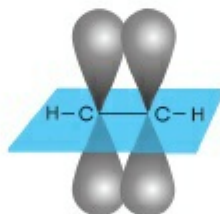
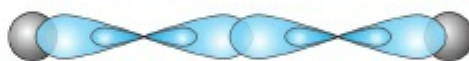
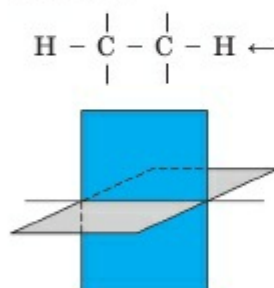
Общая формула алкинов:



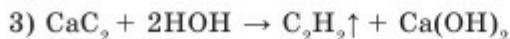
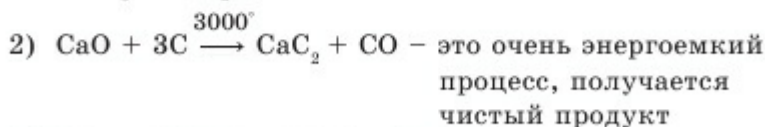
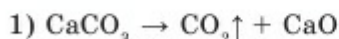
Углеродные атомы соединяются **тройной связью**, лежат на взаимно перпендикулярных плоскостях.

**Опорные слова!**

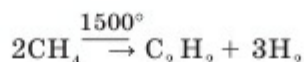
Тройная связь углерода, карбидный способ, пиролиз, автогенная сварка металлов



**Получение.** В промышленности ацетилен получают карбидным способом:



Второй способ получения ацетилена – пиролиз углеводородов, т.е. расщепление сложных органических веществ при высокой температуре:

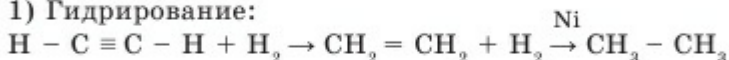


**Физические свойства.** Ацетилен – газ без запаха и цвета, чуть легче воздуха, нерастворимый в воде, хорошо растворяется в ацетоне.

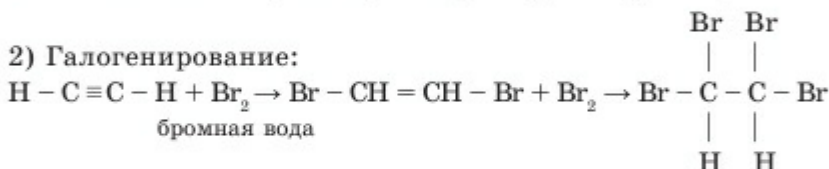
Изомеры характерны и для соединений гомологического ряда ацетилена. Они определяются изомерией углеродной цепи и изомерией кратной связи. Вещества различаются по физическим свойствам.

**Химические свойства ацетилена.** Для ацетилена, так же как и для этилена, характерны реакции присоединения. Процесс присоединения протекает в две стадии.

1) Гидрирование:

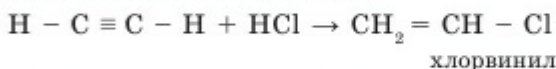


2) Галогенирование:



**Качественная реакция на алкины (с бромной водой).**

3) Гидрогалогенирование:



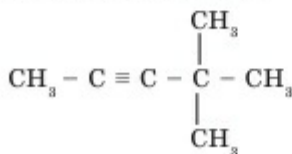
4) Реакция горения:  $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$ .

**Применение.** При горении ацетилена выделяется тепло, поэтому он используется при автогенной сварке и резке металлов. Ацетилен также является источником получения ценных мономеров.

## А



1. Дайте общую характеристику алкинам.
2. Назовите вещество:



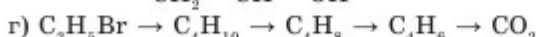
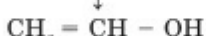
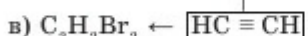
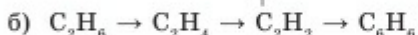
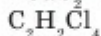
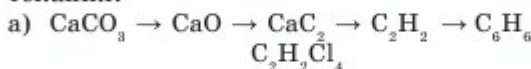
3. Напишите формулы изомеров бутина.
4. Определите формулу алкина, молекулярная масса которого равна 40.
5. Определите количество вещества, число молекул и объем (н.у.) 80 г пропина.

**В**

1. Какие из приведенных веществ являются гомологами, а какие – изомерами пропина?  
 а)  $\text{H}_2\text{C} = \text{C} = \text{CH}_2$ ;                      в)  $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ ;  
 б)  $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ ;                      г)  $\text{H}_3\text{C} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ .
2. Технический карбид кальция содержит 20% примеси. Сколько литров ацетилена (н.у.) образуется из 500 г такого карбида?

*Ответ:*  $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 140$  л.

3. При сжигании 1 моль неизвестного ароматического углеводорода образовалось 201,6 л  $\text{CO}_2$  (н.у.) и 134,4 л (н.у.) водяных паров. Определите молекулярную формулу углеводорода.
4. Напишите уравнения реакций с указанием условий протекания:



**С**

1. Вычислите массу бензола, который образуется из 90 л ацетилена с 90% -м выходом продукта.  
*Ответ:*  $m(\text{C}_6\text{H}_6) = 94,02$  г.
2. Рассчитайте объем ацетилена (н.у.), который выделится из 400 г карбида кальция с 15% -й примесью. Выход продукта реакции составляет 80%.

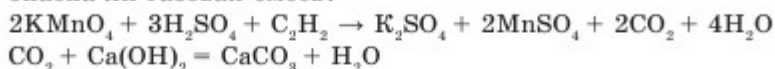
*Ответ:*  $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 95,2$  л.

3. При дегидрировании газовой смеси объемом 40 л, состоящей из ацетилена и этана, получена смесь газов ацетилена

и водорода объемом 60 л. Определите объемную долю этана в смеси.

*Ответ:*  $\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = 50\%$ .

4. Ацетилено-воздушная смесь взрывоопасна при содержании ацетилена от 2,3 до 80,7%. Для определения взрывоопасности данную смесь объемом 10 л сначала пропустили через раствор  $\text{KMnO}_4$  в кислой среде, затем – через известковую воду, при этом выпал осадок массой 4,46 г. Взрывоопасна ли газовая смесь?



*Ответ:*  $\varphi(\text{C}_2\text{H}_2) = 5\%$ . Данная смесь взрывоопасна.

§51

## АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ. БЕНЗОЛ



### **Вспомните!**

Какие типы гибридизации вам известны? Чем они отличаются? Вспомните общие формулы алканов, алкенов и алкинов.

**Ароматические соединения (арены)** – органические соединения, которые имеют в своем составе одно или несколько ароматических (бензольных) колец.



### **Опорные слова!**

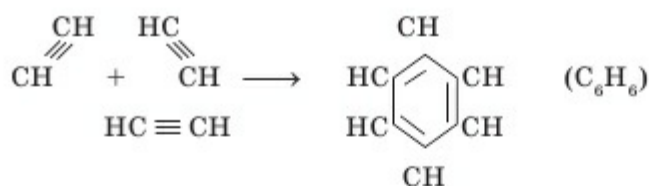
Ароматические углеводороды, бензол, циклогексан, гексахлоран, канцерогенная активность ароматических углеводородов

Первые представители этого класса углеводородов имели приятный запах. Открытые позднее соединения, относящиеся к этому классу, в большинстве своем не имеют запаха. Однако историческое название – ароматические углеводороды – сохранилось.

**Получение бензола.** Бензол получают синтезом ацетилена.



Из трех молекул ацетилена с участием активированного угля получают бензол.



**Структурная формула бензола, предложенная Кекуле:**



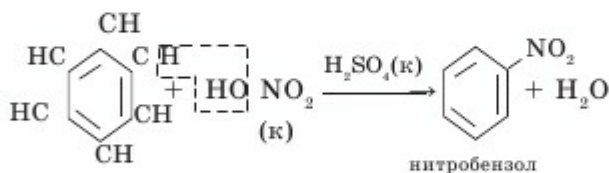
Общая формула ароматических углеводородов:  $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ .

**Физические свойства.** Бензол – это жидкость с характерным керосиновым запахом, нерастворим в воде.

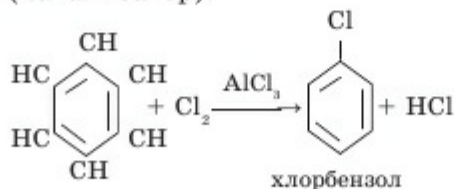
**Химические свойства.** По формуле бензола видно, что в нем имеются и двойная, и одинарная связи, поэтому он вступает в реакции и присоединения, и замещения.

**I. Реакции замещения в молекуле бензола протекают легче, чем у алканов.**

1. Нитрование бензола азотной кислотой (концентрированной) идет в присутствии концентрированной серной кислоты (она поглощает выделяющуюся воду):

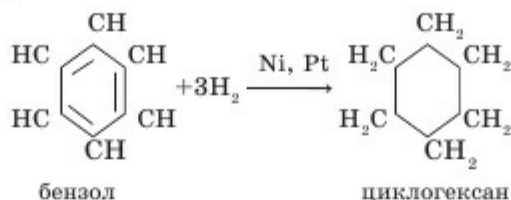


2. Хлорирование бензола идет в присутствии хлорида алюминия (катализатор):

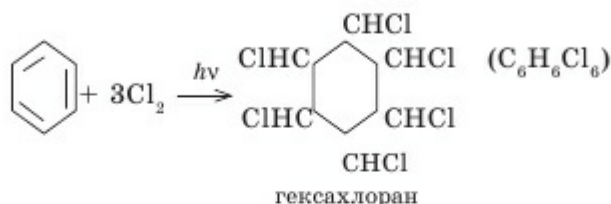


**II. Реакции присоединения в молекуле бензола протекают в более жестких условиях, чем у алкенов.**

1. Гидрирование:



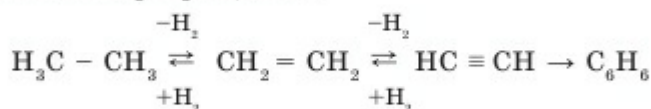
2. Хлорирование идет при ультрафиолетовом освещении.



Вещества, содержащие бензольное кольцо, обладают **канцерогенной активностью**.

**Применение.** Бензол применяется в производстве красителей, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ, пластмасс, органических ядовитых химикатов, растворителей.

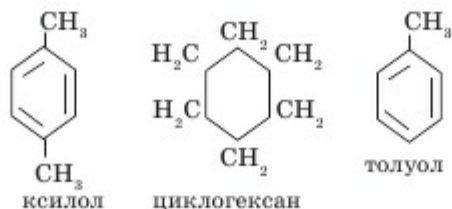
**Генетическая связь между углеводородами.** Из приведенной ниже схемы видно, что углеводороды легко претерпевают взаимные превращения.



**A**



1. Расскажите об электронном строении бензола, нарисуйте как оно образовано.
2. Какие реакции протекают легче в молекуле бензола: присоединения или замещения?
3. Напишите формулу соединения, образующегося в результате тримеризации пропина  $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ .
4. Какое из этих веществ является гомологом бензола?

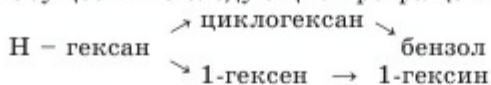




5. Массовая доля углерода в неизвестном ароматическом углеводороде составляет 91,3%. Выведите молекулярную формулу этого соединения.

**В**

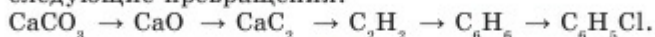
1. Осуществите следующие превращения:



2. Рассчитайте массу этилбензола, который образуется при взаимодействии 156 г бензола с 193,5 г хлорэтана, если выход продукта 80%.

*Ответ:*  $m(\text{C}_6\text{H}_5 - \text{C}_2\text{H}_5) = 169,6 \text{ г.}$

3. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



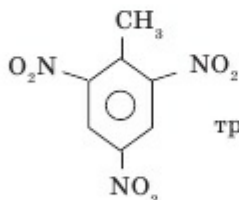
**С**

1. Какой объем 76% -й азотной кислоты ( $\rho = 1,445 \text{ г/мл}$ ) потребуется для нитрования 300 мл бензола ( $\rho = 0,88 \text{ г/мл}$ )?

*Ответ:*  $V(\text{HNO}_3) = 194,16 \text{ мл.}$

2. Какой объем раствора 80% -й азотной кислоты ( $\rho = 1,46 \text{ г/мл}$ ) потребуется для нитрования 184 г толуола ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ )? Определите массу образовавшегося тротила, если выход продукта равен 90%.

*Ответ:*  $m(\text{C}_6\text{H}_2(\text{CH}_3)(\text{NO}_2)_3) = 408,6 \text{ г.}$   
 $V(\text{HNO}_3)_{\text{р-р}} = 323,63 \text{ мл.}$



тротил (тол) – взрывчатое вещество

3. Сколько литров водорода при  $50^\circ\text{C}$  и  $p = 150 \text{ кПа}$  потребуется для гидрирования 500 мл бензола ( $\rho = 0,88 \text{ г/мл}$ )?

*Ответ:*  $V(\text{H}_2) = 302,89 \text{ л.}$

4. Определите объем бензола ( $\rho = 0,88 \text{ г/мл}$ ), необходимого для хлорирования, если для полного поглощения выделенного хлороводорода потребовалось 250 мл ( $\rho = 1,225 \text{ г/мл}$ ) 20% -го раствора NaOH.

*Ответ:*  $V(\text{C}_6\text{H}_6) = 135,72 \text{ мл.}$

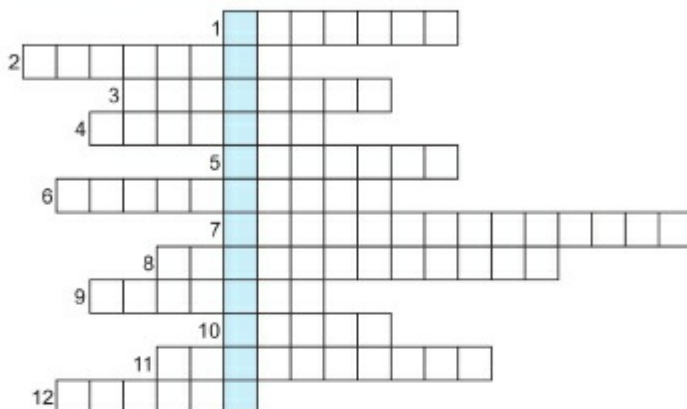
5. Какой объем 32% -й соляной кислоты ( $\rho = 1,163 \text{ г/мл}$ ) потребуется для получения хлора, необходимого для хлорирования 250 мл бензола ( $\rho = 0,88 \text{ г/мл}$ )? Хлор получают по

реакции взаимодействия соляной кислоты (конц.) с перманганатом калия.

Ответ:  $V(\text{HCl}) = 885,2$  мл.



### Играем, думаем, учимся!



1. Элемент, который является основой органических соединений.
2. Вертикальный ряд органических соединений, отличающихся друг от друга на группу ( $-\text{CH}_2-$ ).
3. Автор теории химического строения органических веществ.
4. Эти вещества имеют одинаковый химический состав, но разное строение.
5. Один из двух элементов, который входит в состав углеводов.
6. Элементы, «рождающие» органические вещества.
7. Качественная реакция на алкены.
8. Реакция галогенирования.
9. Автор реакции гидратации ацетилена.
10. Восьмой представитель алканов.
11. Реакция присоединения воды к ненасыщенным углеводам.
12. Ненасыщенные углеводороды с одной двойной связью.

### ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Общая формула ароматических углеводородов  $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ .
2. В бензоле реакции замещения протекают легче, чем у алканов, а реакции присоединения – труднее, чем у алкенов.

3. Бензол, его гомологи и производные широко применяются в производстве красителей, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ.

4. Соединения с бензольным кольцом канцерогенно-активные (канцерогены – вещества химического строения, способные вызвать опухоли).

## §52 УГЛЕВОДОРОДНОЕ ТОПЛИВО. НЕФТЬ

### **Вспомните!**

*Какие природные источники углеводородов вы знаете? Назовите их свойства. Какое значение они имеют в народном хозяйстве?*

Природными источниками углеводородов служат нефть, каменный уголь, природные и попутные нефтяные газы. У нас в Казахстане углеводородное сырье сконцентрировано в Западном регионе.

**Нефть** – горючая маслянистая жидкость коричневого цвета, с характерным запахом, она легче воды и не растворяется в ней. Нефть является сложной природной смесью разнообразных углеводородов.

Трудно переоценить значение нефти для экономики любого государства. Нефть – это разнообразные виды топлива. Это источник энергии. Это ценнейшее сырье для многих производств и т.д.

Состав и свойства нефти зависят от ее местонахождения. Казахстанская нефть – парафинистая, содержит до 2% серы, а, к примеру, бакинская нефть содержит много циклоалканов. В состав нефти, кроме углеводородов, входят кислород-, серо- и азотсодержащие органические примеси.

Продукты прямой перегонки нефти – светлые нефтепродукты: **бензин** ( $t^\circ$  кип. = 150–200°), **лигроин** ( $t^\circ$  кип. = 120–240°), **керосин** ( $t^\circ$  кип. > 300°). Остаток представляет собой темную



### **Опорные слова!**

*Нефть,  
нефтепродукты,  
каменный уголь,  
кокс, коксовый  
газ, коксовая  
смола*

густую массу, которая называется **мазутом**. Перегонкой мазута в вакууме получают смазочные масла (вазелин, парафин). Остаток мазута **гудрон** используется для изготовления дорожного покрытия (асфальт).

**Бензин** применяется в качестве топлива для самолетов и автомобилей, **лигроин** – как дизельное топливо.

**Керосин** служит топливом для реактивных самолетов и для тракторов. **Соляровое масло** применяется как топливо для дизельных двигателей и как смазочный материал.

Еще один природный источник углеводородов – **каменный уголь**. Основные запасы каменного угля сосредоточены на территории Центрального Казахстана (Екибастуз, Караганды). При нагревании каменного угля без доступа воздуха до 1000–1200°C образуются следующие продукты: кокс, коксовая смола, коксовый газ и аммиачная вода. **Кокс** применяется в доменных печах для выплавки чугуна и стали, как топливо и восстановитель. Из **коксовой смолы** получают ароматические углеводороды. Средний состав **коксового газа** – 60%  $H_2$ , 25%  $CH_4$ , 5%  $CO_2$ , остальные –  $N_2$ ,  $NO_2$ ,  $C_2H_4$  и т.д.

Коксовый газ используется как топливо для синтеза метанола и других веществ.

В Екибастузе работает мощная тепловая электростанция (ТЭЦ), которая вырабатывает дешевую электроэнергию.

### Экологические проблемы современности

Бурное развитие научно-технического прогресса привело к возникновению экологических проблем. Экологическая катастрофа по своей значимости стоит наравне с ядерной. Основными источниками загрязнения окружающей среды являются химические заводы, теплоэлектростанции, из года в год увеличивающиеся добыча сырья и автотранспорт, загрязнение Мирового океана нефтепродуктами при перевозке нефти и нефтепродуктов танкерами. Поэтому одним из важнейших вопросов современности стал вопрос о защите окружающей среды.

1. Изменение климата на разных широтах планеты определяется чрезмерным ростом концентрации углекислого газа, оксидов азота и различных углеводородов, а также содержания аэрозолей.

2. Снижение прозрачности атмосферы из-за большого количества пыли и аэрозолей уменьшает проходимость солнечных лучей.

3. Озоновый слой Земли, который защищает ее от влияния чрезмерной дозы ультрафиолетовых лучей, становится тоньше, что приводит к образованию «озоновых дыр». Это сказывается на здоровье всего живого, населяющего Землю.

Воздушный бассейн промышленных регионов можно очистить. Для этого нужно:

1. Комплексное использование сырья.

2. Усовершенствование процессов очистки выхлопных газов автотранспорта за счет применения высокоселективных катализаторов и перехода на биотопливо; разработка водородной технологии.

3. Переход на более совершенные детонаторы.

4. Очистка воды для предотвращения различных эпидемий с помощью высокоэффективных химических окислителей ( $Cl_2$ ) и ионообменных смол.

5. Строгий контроль над применением удобрений, пестицидов и других химических средств защиты растений также способствует оздоровлению окружающей среды.

6. Строительство очистных сооружений при химических перерабатывающих заводах.

Современной экономике требуется колоссальное количество энергоносителей. Одним из важных электроносителей является нефть и продукты нефтепереработки, природный газ и сопутствующий нефти газ. Высокой токсичностью обусловлены вредные воздействия, негативно влияющие на атмосферу, воду, почву, флору, фауну и самого человека.

В месторождениях нефти во время добычи сырья нефть и буровые шламы попадают в водоемы и на другие объекты окружающей среды при:

а) бурении часто наблюдается фонтанирование нефти с сопутствующими газами;

б) прорывах нефтепроводов, поломках оборудования для бурения;

в) авариях средств транспортировки.

Трубопроводы несут большую опасность окружающей среде. При возможной утечке транспортируемой по ним нефти, природного газа наносится огромный ущерб. Для перевозки нефти в последнее время используются многотоннажные супертанкеры. В случае аварий в Мировой океан попадают сотни тысяч тонн нефти и продукты переработки нефти.

Одним из направлений решения экологических проблем в плане использования источников энергии в Казахстане являются возобновляемые энергоресурсы.

**Альтернативные источники энергии – заменители других источников энергии.** Они представляют интерес из-за низкого риска причиняемого вреда окружающей среде. В стратегическом плане развития Республики Казахстан до 2020 года намечается доля использования альтернативного источника энергии, что должно составить более 3% в общем объеме энергопотребления. С метеорологической точки зрения для нашей страны перспективны следующие виды возобновляемых источников энергии: ветровая энергетика, малые гидроэлектростанции, солнечные установки для производства тепловой и электрической энергии.

### ИТОГОВАЯ ТАБЛИЦА 18 ПО ТЕМЕ «УГЛЕВОДОРОДНОЕ ТОПЛИВО»


Природный газ (ПГ)	Попутный нефтяной газ (ПНГ)	Нефть	Топливо
<b>Состав:</b>			
состоит из смеси углеводорода с низкими молекулярными массами. В нем в основном содержится метан (80–96%), оставшаяся часть – близкие гомологи метана: этан, пропан, бутан	метана содержится в два раза меньше, также входят этан, пропан, бутан. Он находится на поверхности нефти или растворен в ней	это сложная смесь, основной частью которой являются углеводороды, азот-, кислород- и серосодержащие соединения, минеральные соли и др. вещества. Основа нефти – парафины и ароматические углеводороды	это природные или искусственные горючие вещества. По агрегатному состоянию делятся на: твердые, жидкие, газообразные. Чем больше содержится углерода и водорода, тем выше его способность выделять тепло
<b>Использование:</b>			
смесь $\text{CH}_4$ и $\text{C}_2\text{H}_6$ используется как химическое сырье (получают сажу, водород, растворители). Пропан-бутановую смесь	как топливо и ценное химическое сырье. Делится на фракции: сухой газ ( $\text{CH}_4$ и $\text{C}_2\text{H}_6$ ); пропан-бутановая смесь.	главный источник жидкого топлива. При перегонке идет разделение на фракции: бензиновая – содержит смесь	при переработке каменного угля образуется много полезных веществ: кокс, каменноугольная смола, бензол

<p>превращают дегидрированием в химически активные ненасыщенные углеводороды (производство каучука). В качестве дешевого топлива. В автомобильном транспорте (в баллонах под высоким давлением)</p>	<p>Газовый бензин (<math>C_5H_{12}</math>, <math>C_6H_{14}</math>) используют как добавку к бензинам для быстрого их воспламенения при запуске двигателя. Первая и вторая фракции используются как ПГ</p>	<p>углеводородов <math>C_4 - C_{12}</math>. Получают бензин, газولين и лигроин. Керосиновая – содержит углеводороды <math>C_9 - C_{16}</math>. Они образуют светлые продукты нефти. Керосин, дизельное топливо. Конечные продукты: мазут, смазочные масла, соляровые масла, машинные масла, парафин. Твердый остаток – гудрон для покрытия дорог</p>	<p>и его гомологи, фенол и его гомологи, прямой коксовый газ, водород, метан, этилен, аммиак, сульфат аммония, водный раствор аммиака</p>
<b>Переработка:</b>			
		<p>состоит из двух основных процессов: <b>перегонка</b> (разделение на фракции) и <b>крекинг</b> (расщепление молекул тяжелых углеводородов с выделением легких углеводородов) нефти. <b>Крекинг</b> делится на два вида: <b>термический</b> и <b>каталитический</b>. Первым – получают автомобильный бензин, а вторым – авиационный. Затем идет стадия очистки нефтепродуктов (обработка кислотами и основаниями, гидроочистка, адсорбция и абсорбция)</p>	<p><b>пиролиз</b> – нагревание топлива без доступа воздуха. <b>Газификация</b> – превращение в горючие газы топлива путем частичного окисления воздухом, водяным паром или их смесью при <math>1000^{\circ}C</math>. <b>Гидрогенизация</b> – обработка топлива водородом при высоких температурах. <b>Коксование</b> – в коксовых печах при <math>900-1050^{\circ}C</math> без доступа воздуха. Этим методом попутно получают много полезных веществ: кокс, прямой коксовый газ, каменноугольная смола</p>

Распределение природных источников углеводородов по величине теплоты сгорания. Природный газ → нефть → дерево → торф → бурый уголь → каменный уголь → антрацит			
<b>Основные месторождения в Казахстане</b>			
Полуостров Мангышлак, в Эмбинском бассейне, на месторождениях Уральской и Атырауской областей. Общий запас в Казахстане составляет 9,5 трлн м <sup>3</sup>	В настоящее время действует более 160 месторождений. Основные месторождения находятся: в Атырауской области, на Арале, в Южном Мангыстау, в Кызылорде	Общий запас составляет 160 млрд т. Самая крупная угольная база Казахстана – Карагандинский угольный бассейн, затем Екибастузский, также в перспективе развитие в Восточно-Казахстанской области – Жайсанском районе	

 Изучите таблицу, составьте диалог (работа в группе).

#### А

-  1. *Дополните текст.* Составляющие нефти: 1) ... 2) ... 3) ... .  
 ... углеводороды. Они находятся в виде газа, жидкости и твердом состоянии.
2. Назовите виды топлива, составляющие нефти, где они применяются.
3. Где в Казахстане добывают нефть и природный газ?
4. В каком регионе Казахстана сосредоточены запасы каменного угля?

#### В

1. Как влияет хозяйственная деятельность человека на окружающую среду?
2. Расскажите о продуктах, которые получают при нагревании каменного угля без доступа воздуха.
3. Подготовьте реферат о химических источниках загрязнения и мерах по охране окружающей среды.

#### С

1. Сформулируйте свое мнение о загрязнении водных бассейнов и почвы нефтью. Выскажите свое мнение по устранению этих загрязнений. Используйте источники информации и Интернет.
2. Каждый год получают из недр земли 3,6 млрд т нефти. Состав формируется из 50 цистерн, в каждую цистерну помещается 60 т нефти. Сколько поездов необходимо иметь?

*Ответ:* 1 200 000 поездов



## Словарь

Русский	Казахский	Английский
углеводороды	көмірсутектер	hydrocarbons
насыщенные углеводороды	қаныққан көмірсутектер	saturated hydrocarbons
ненасыщенные углеводороды	қанықпаған көмірсутектер	unsaturated hydrocarbons
алканы	алкандар	alkanes
алкены	алкендер	alkene
алкины	алкиндер	alkynes
циклоалканы	циклоалкандар	cycloalkanes
арены	арендер	arenes
полимеры	полимерлер	polymers
мономер	мономер	monomer
структурное звено	құрылым бөлігі	structural link
виды топлива	отын түрлері	types of fuel
альтернативные источники энергии	баламалы энергия көздері	alternative energy sources

## ДЕЛАЕМ ВЫВОДЫ

1. Основными источниками углеводородного топлива являются: нефть и продукты ее переработки, каменный уголь, природные газы и попутные нефтяные газы.

2. **Нефть** – горючая маслянистая жидкость коричневого цвета, с характерным запахом.

3. Продукты прямой перегонки нефти:

- **бензин** применяется в качестве топлива для самолетов и автомобилей, **лигроин** – как дизельное топливо;

- **керосин** служит топливом для реактивных самолетов и для тракторов. **Соляровое масло** применяется как топливо для дизельных двигателей и как смазочный материал.

4. Альтернативными видами топлива являются энергия ветра, воды и Солнца.

## КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ И АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

### Глава 12

§53

#### КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ. СПИРТЫ



#### **Вспомните!**

Что такое гидроксильная группа. Что вы знаете о спиртах? Где применяется глицерин? Сравните электроотрицательность кислорода и водорода.



#### **Опорные слова!**

Алканолаы, функциональная группа, атомность спиртов, брожение, дезинфекция, коагулянт, этиленгликоль, глицерин, нитроглицерин, динамит, антифриз

В состав кислородсодержащих органических веществ, кроме углерода и водорода, входит также и кислород. К ним относятся спирты (табл. 19).

**Спирты** – это органические соединения, содержащие одну или несколько гидроксильных групп, связанных с углеводородным радикалом. Гидроксильная группа ( $-\text{OH}$ ) – функциональная группа спиртов, которая определяет химическую функцию молекулы.

В зависимости от числа гидроксильных групп спирты подразделяются на **одноатомные** и **многоатомные**.

Таблица 19. Гомологический ряд одноатомных спиртов

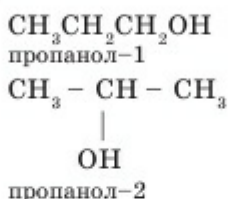
Название спирта	Формула	Температура кипения ( $^{\circ}\text{C}$ )
1	2	3
Метиловый (метанол)	$\text{CH}_3\text{OH}$	64,7
Этиловый (этанол)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	78,3

продолжение:

1	2	3
Пропиловый (1-пропанол)	$C_3H_7OH$	97,2
Бутиловый (1-бутанол)	$C_4H_9OH$	117,7
Амиловый (1-пентанол)	$C_5H_{11}OH$	137,8
Гексиловый (1-гексанол)	$C_6H_{13}OH$	157,2
Гептиловый (1-гептанол)	$C_7H_{15}OH$	176,3

Общая формула одноатомных насыщенных спиртов:  $C_nH_{2n+1}OH$ , а общее название – **алкано́лы**.

### Номенклатура спиртов.

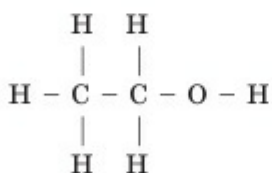


Называем углеводород и показываем положение (цифрой) гидроксильной группы суффиксом *-ол-*.

**Метанол**  $CH_3OH$  – метиловый спирт (древесный спирт).

**Этанол**. Этану соответствует этиловый спирт, или этанол. Формула этанола:  $CH_3 - CH_2 - OH$ .

Структурная формула:

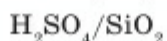


Этанол

В молекуле этана один атом водорода замещен на гидроксильную группу. Атом водорода гидроксильной группы более подвижный, чем остальные пять атомов водорода, потому что он связан с углеродом через атом кислорода. Связь  $O - H$  – ковалентная полярная, электронное облако связующей электронной пары сдвинуто в сторону кислорода. Поэтому водород гидроксильной группы можно заменить на атом металла.

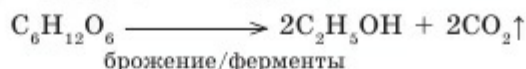
**Получение.** Этанол получают:

1) гидратацией алкенов в присутствии катализатора:





2) брожением сахаристых веществ:

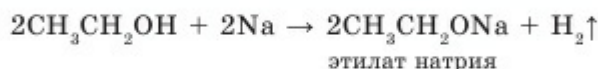


**Физические свойства.** Этиловый спирт – прозрачное вещество с характерным алкогольным запахом, горькое на вкус, хорошо растворяется в воде. Температура кипения этилового спирта 78,3°C. Его раствор, содержащий 40% спирта, называется водкой. Этиловый спирт быстро всасывается через слизистую оболочку желудка, вызывает вначале нервное возбуждение, а затем – резкое угнетение центральной нервной системы.

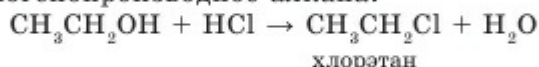
Для спиртов характерна изомерия углеродного скелета и положения функциональной группы.

**Химические свойства:**

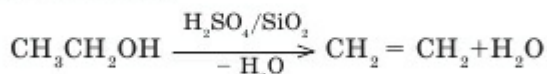
1) при взаимодействии с металлами выделяется водород:



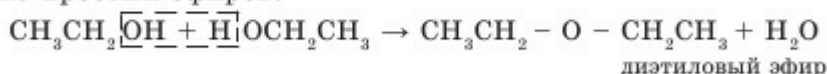
2) при взаимодействии с галогеноводородной кислотой образуется галогенопроизводное алкана:



3) внутримолекулярная дегидратация спиртов приводит к образованию алкенов:



4) межмолекулярная дегидратация приводит к образованию простых эфиров:



5) реакция горения:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

**Применение.**  $\text{CH}_3\text{OH}$  – метиловый спирт – раньше получали при сухой перегонке дерева, поэтому по-другому его называют «древесным спиртом». Он сильно ядовит!

При принятии внутрь вызывает тяжелое отравление, сопровождающееся потерей зрения, возможен смертельный исход.

Метиловый спирт в большом количестве применяется для синтеза органических веществ.

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  – этиловый спирт – очень важное для нужд народного хозяйства вещество. Он используется как растворитель

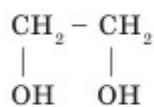
тель при изготовлении парфюмерных изделий. В больших количествах он применяется в производстве пластмасс. А также является исходным сырьем для органического синтеза: диэтилового эфира, красителей, уксусной кислоты и многих других веществ.

Вы слышаны о вреде алкоголя, Минздрав регулярно предупреждает! А в чем заключается этот вред?

Алкоголь наносит страшный удар по всему организму человека. От этого страдают в первую очередь печень (цирроз), сердце (инфаркт), мозг (инсульт), половая система (бесплодие).

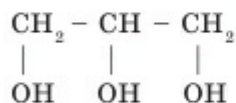
Наиболее уязвим организм человека в подростковом возрасте. Употребление спиртного сокращает жизнь человека в среднем на 5–10 лет, так что стоит всерьез задуматься, прежде чем употреблять такие напитки.

**Многоатомные спирты.** Представители **многоатомных спиртов** – этиленгликоль и глицерин.



этиленгликоль, этандиол

**Этиленгликоль** – сиропообразная жидкость без запаха, сладкого вкуса, хорошо смешивается с водой и спиртом, гигроскопичен.

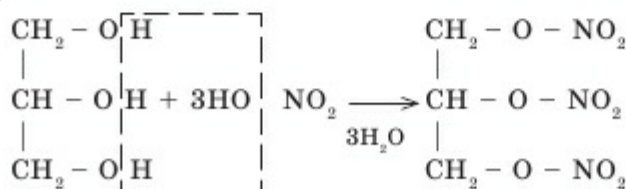


глицерин, пропантриол

**Глицерин** – вязкая, бесцветная жидкость, сладкая на вкус, трудно кристаллизуется, очень гигроскопичен.

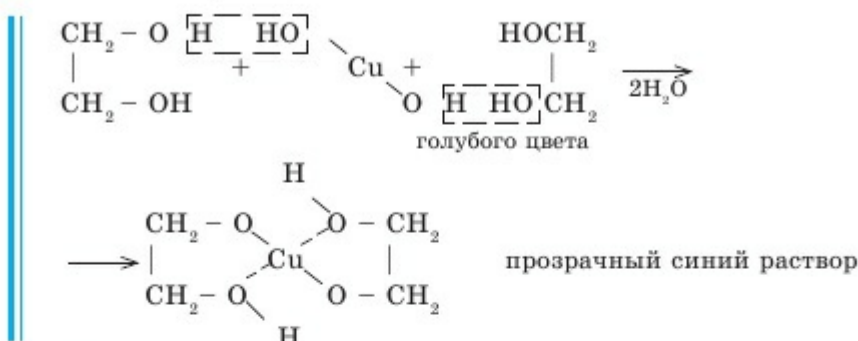
Многоатомные спирты хорошо растворяются в воде и обладают высокой гигроскопичностью.

Из глицерина получают взрывчатое вещество – **нитроглицерин**:



Нитроглицерин (тринитрат глицерина) – основа динамита.

В отличие от одноатомных спиртов многоатомные спирты взаимодействуют со свежеприготовленным раствором гидроксида меди, образуя прозрачный ярко-синий раствор. Это качественная реакция.



**Применение.** Этиленгликоль применяется для изготовления антифризов, снижающих температуру замерзания воды в радиаторах автомобилей; для синтеза органических соединений.

Глицерин используют в производстве взрывчатых веществ, красителей, лекарственных препаратов, а также в парфюмерном производстве. Глицерин (спиртовый раствор) используют в медицине как сосудорасширяющий препарат.

Благодаря высокой гигроскопичности этиленгликоль и глицерин используются в кожевенном и текстильном производстве, фармацевтике, производстве пластмасс и лаков.

**Знаете ли вы?**  
 Динамит состоит на 95% из нитроглицерина, на 0,5% из соды и на 4,5% из кизельгура (сорт глины). Способ стабилизации нитроглицерина в качестве динамита разработан А. Нобелем.

**А**

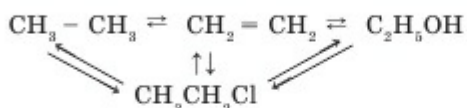
**1. Установите соответствие.**

Химическая формула	Название
1. C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	a) Ацетилен
2. C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	b) Метанол
3. C <sub>4</sub> H <sub>9</sub>	c) Бутанол
4. CH <sub>3</sub> OH	d) Хлорметан
5. CH <sub>3</sub> Cl	e) Этилен
6. C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	f) Этанол

- Найдите ошибки в предложениях.
  - Метанол – бесцветная жидкость, без специфического запаха. Неядовит. Неопасен для человека.
  - Функциональная группа –  $\text{COH}$ .
  - Гомологический ряд спиртов начинается с этанола.
  - Этиловый спирт (этанол)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , имеет специфичный запах, бесцветная жидкость, в воде не растворяется. Полезен для организма человека.
  - В связи с функциональной группой имеет окончание «ан».
- Какова общая формула спиртов?
- В зависимости от чего спирты подразделяются на одно- и многоатомные?

**В**

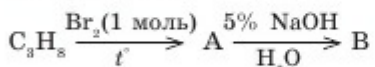
- Напишите уравнения реакций с указанием условий их протекания.



- Определите формулу спирта, если при взаимодействии 30 г неизвестного одноатомного спирта с избытком металлического натрия выделилось 5,6 л (н.у.) водорода.
- Рассчитайте объем водорода (н.у.), который выделится при взаимодействии 4,6 г натрия с 9,5 г этилового спирта.

*Ответ:*  $V(\text{H}_2) = 2,24$  л.

- Определите неизвестные вещества  $A$ ,  $B$  и составьте уравнения реакций.



**С**

- Какой объем (н.у.) этилена образуется из 4,6 г этилового спирта при 90% -м выходе продукта?

*Ответ:*  $V(\text{C}_2\text{H}_4) = 2,016$  л.

- Определите состав смеси (%), если при взаимодействии 22 г смеси метанола и этанола с натрием выделилось 6,72 л (н.у.) водорода.

*Ответ:*  $w(\text{CH}_3\text{OH}) = 51,18\%$ ,  $w(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 41,82\%$ .

- Определите выход продукта реакции, если при дегидратации 20 г этилового спирта образовалось 12,87 г диэтилового эфира.

*Ответ:*  $\eta((\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}) = 80\%$ .

- Рассчитайте выход метилового спирта, если при взаимодействии 2 м<sup>3</sup>  $\text{CO}$  (н.у.) с 5 м<sup>3</sup> (н.у.)  $\text{H}_2$  образовалось 2,04 кг метанола.

*Ответ:*  $\eta(\text{CH}_3\text{OH}) = 71,4\%$ .

## §54 КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ



### Вспомните!

Какие органические кислоты вы знаете? Где используется уксусная кислота? Расскажите об известных вам свойствах муравьиной и лимонной кислот.

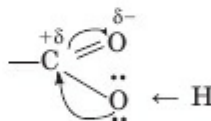
В карбоновых кислотах с углеводородными радикалами связана карбоксильная группа  $\left( -\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array} \right)$ . Это функциональная группа карбоновых кислот, числом карбоксильных групп определяется основность карбоновых кислот.



### Опорные слова!

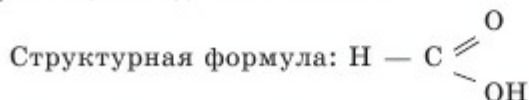
**Карбоновые кислоты:**  
муравьиная,  
уксусная,  
стеариновая,  
олеиновая,  
пальмитиновая;  
ацильная группа,  
карбоксильная группа;  
реакция этерификации;  
твердые  
и жидкие мыла

Остатки карбоновых кислот называются **ацилами**. В карбоксильной группе электронное облако смещается к атому кислорода, вследствие этого связь поляризуется:



Атом углерода притягивает к себе электронное облако неподеленной электронной пары кислорода. Это приводит к возрастанию подвижности атома водорода гидроксильной группы.

Первый представитель карбоновых кислот – **муравьиная кислота**. Она содержится в листьях крапивы и выделениях муравьев, отсюда ее название.



Муравьиная кислота – бесцветная жидкость с едким запахом, хорошо растворяется в воде,  $t^\circ \text{ кип.} = 101^\circ\text{C}$ . Эта кислота вызывает ожоги на коже (табл. 20).



Таблица 20. Гомологический ряд одноосновных карбоновых кислот

Название кислоты	Формула	Температура кипения (°C)
Муравьиная	H - COOH	101
Уксусная	CH <sub>3</sub> - COOH	118
Пропионовая	CH <sub>3</sub> - CH <sub>2</sub> - COOH	141
Масляная	CH <sub>3</sub> - CH <sub>2</sub> - CH <sub>2</sub> - COOH	163
Валериановая	CH <sub>3</sub> - CH <sub>2</sub> - CH <sub>2</sub> - CH <sub>2</sub> - COOH	186
Капроновая	CH <sub>3</sub> - (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> - COOH	205
Энантовая	CH <sub>3</sub> - (CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> - COOH	223
Пальмитиновая	CH <sub>3</sub> - (CH <sub>2</sub> ) <sub>14</sub> - COOH	Твердые вещества
Маргариновая	CH <sub>3</sub> - (CH <sub>2</sub> ) <sub>15</sub> - COOH	
Стеариновая	CH <sub>3</sub> - (CH <sub>2</sub> ) <sub>16</sub> - COOH	

**Уксусная кислота** CH<sub>3</sub>COOH – бесцветная, с резким запахом жидкость, хорошо растворимая в воде. 3% -й водный раствор известен как уксус, который применяется в качестве приправы к пище. При температуре ниже +16,6°С уксусная кислота замерзает, поэтому ее называют **ледяной уксусной кислотой** (рис. 39). 70-80% -я кислота называется **уксусной эссенцией**.

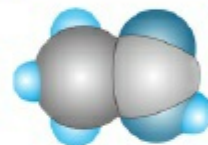
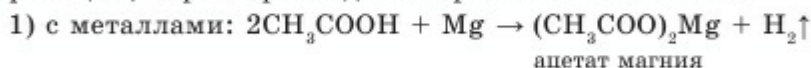
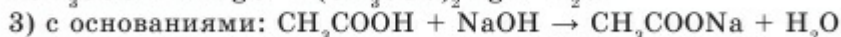
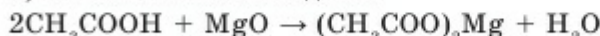


Рис. 39. Модель молекулы уксусной кислоты

**Химические свойства.** Карбоновые кислоты вступают во все реакции, характерные для неорганических кислот:



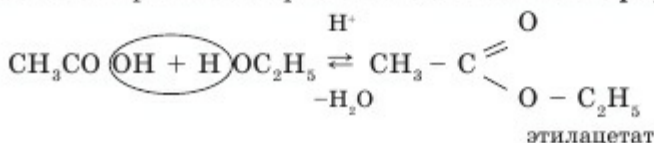
2) с основными оксидами:



4) с солями:



5) характерное свойство карбоновых кислот – взаимодействие со спиртами с образованием **сложных эфиров**:



Реакция взаимодействия кислот со спиртами называется **реакцией этерификации**.

Насыщенные кислоты – стеариновая  $C_{17}H_{35}COOH$  и пальмитиновая  $C_{15}H_{31}COOH$ ; ненасыщенная кислота – олеиновая  $C_{17}H_{33}COOH$ .

**Применение.** Уксусная кислота используется для получения пластмасс, различных красителей, лекарственных веществ, искусственного волокна. Она применяется для консервирования овощей.

### А



Как называется функциональная группа карбоновых кислот? Объясните причину подвижности атома водорода в карбоксильной группе.

### В

1. Приведите в соответствие:

Химическая формула	Название
1) $H - COOH$	а) Муравьиная кислота
2) $CH_3 - (CH_2)_{16} - COOH$	б) Уксусная кислота
3) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH$	в) Масляная кислота
4) $CH_3 - COOH$	г) Стеариновая кислота
5) $CH_3 - (CH_2)_{14} - COOH$	д) Пальмитиновая кислота

2. При пропускании через раствор гидроксида кальция углекислого газа, образованного окислением муравьиной кислоты, выпал осадок массой 20 г. Сколько граммов муравьиной кислоты окислилось?

*Ответ:*  $m(HCOOH) = 9,2$  г.

### С

Определите состав смеси, если для сжигания 15,2 г смеси муравьиной и уксусной кислот потребовалось 6,72 л  $O_2$  (н.у.).

*Ответ:*  $w(CH_3COOH) = 60,5\%$ ,  $w(HCOOH) = 39,5\%$ .



## Лабораторный опыт №16

### Исследование свойств уксусной кислоты

*Реактивы и оборудование:*

$CH_3COOH$ , Mg, Zn, Cu

лакмус

$NaOH$ ,  $Na_2CO_3$

пробирки

1. **Действие на индикатор.** Испытайте слабый раствор уксусной кислоты на индикатор. Каковы результаты?

2. **Взаимодействие уксусной кислоты с металлами.** В три пробирки налейте по 2 мл раствора уксусной кислоты. В первую пробирку поместите стружки магния, во вторую – крупинки цинка, в третью – кусочки меди.

В первой пробирке реакция идет активно, во второй – медленно, в третьей – реакция не идет даже при нагревании.

Объясните, как уксусная кислота действует на металлы. Напишите уравнения реакций.

3. **Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями.** Налейте в пробирку 2 мл уксусной кислоты. Добавьте несколько капель лакмуса. Раствор окрасится в красный цвет. Внесите несколько капель гидроксида натрия. Раствор окрасится в синий цвет. Докажите опытным путем, что образовалась соль. Напишите уравнение реакции.

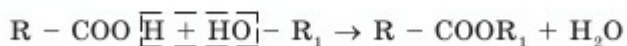
4. Проведите такой же опыт с содой. Сделайте вывод.

## §55 СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ И ЖИРЫ

### **Вспомните!**

*Где в природе встречаются жиры? Какие виды жиров и масел вы знаете? Расскажите о значении жиров в питании, в народном хозяйстве. Какую роль играют жиры в живых организмах?*

Общая формула сложных эфиров  $R - \overset{\text{O}}{\parallel} C - O - R_1$   
Сложные эфиры образуются:



Многие сложные эфиры применяются в качестве растворителей, а также для приготовления фруктовых эссенций.

Жиры относятся к сложным эфирам. Их получают в результате реакции этерификации:



где R – радикал карбоновой кислоты

Структура жиров установлена французскими учеными **М.Э. Шеврелем** и **М.П. Бертло**.



**Опорные слова!**

*Гидролиз жиров, омыление, жидкие и твердые масла, глицераты*

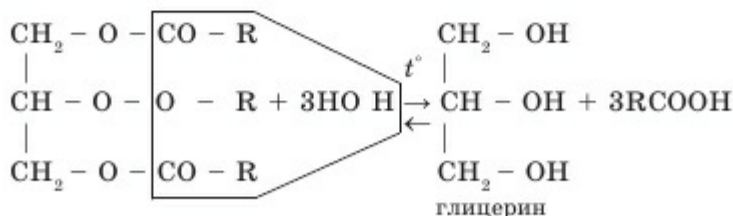
В составе природных жиров содержатся насыщенные и ненасыщенные карбоновые кислоты с четным числом углеродных атомов и неразветвленным строением. Физическая консистенция жиров определяется их химическим составом: если в составе жира преобладают остатки насыщенных кислот, то жиры твердые (говяжий и бараний жир); при преобладании остатков ненасыщенных кислот – жиры жидкие (растительные масла).

Жиры легче воды, не растворяются в ней, зато хорошо растворяются в органических растворителях.

**Химические свойства.**

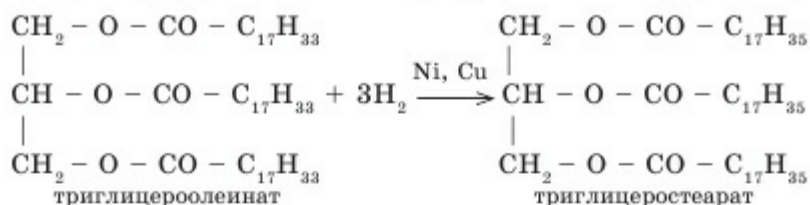
1) Важное химическое свойство жиров, как и всех сложных эфиров – способность подвергаться **гидролизу** (омыление).

В нашем организме гидролиз жиров осуществляется ферментом **липаза**.



При проведении гидролиза водным раствором щелочи образуются мыла  $\text{RCOONa}$ .

2) При гидрировании масла превращаются в твердые жиры:



На этой реакции основано производство маргарина и майонеза.

Жиры – основные питательные вещества, при их переваривании в большом количестве выделяется энергия.

Жиры служат топливом нашего организма давая ему тепло и работоспособность. Жиры широко используются в промышленности (получение глицерина, жирных кислот, мыла).

Подкожные жиры участвуют в терморегуляции, защищают внутренние органы от механических ударов.



### Знаете ли вы?

- При окислении 1 г жира выделяется 40 кДж, 1 г бензина – 42 кДж, 1 г каменного угля – 31 кДж, 1 г сухого дерева – 15 кДж. Отсюда видно, что жиры являются высококалорийными питательными веществами. Однако ими особо увлекаться нельзя, так как жиры способствуют развитию сердечно-сосудистых заболеваний.
- При полном окислении 1 г жира образуется 108 г воды, поэтому верблюды могут обходиться долгое время без воды, т.к. окислению подвергаются жиры в горбу.

### А



1. В чем отличие твердых жиров от жидких?
2. На каких свойствах жиров основано производство маргарина и майонеза?
3. При гидролизе 445 г жира образовалось 426 г одноосновной карбоновой кислоты и глицерин. Определите формулу жира.
4. Определите формулу жира, если в его состав входят 1 моль пальмитиновой кислоты и 2 моль олеиновой кислоты.

## В

1. Какую массу тристеарата можно получить при 65%-м выходе продукта из 5000 л ( $\rho = 0,8$  г/мл) триолеина?

*Ответ:* 2,617 т.

2. В результате гидролиза 1,780 кг тристеарина образовалось 170 г глицерина. Каков выход продукта реакции?

*Ответ:*  $\eta = 92,4\%$ .

3. Вычислите массу триолеата, подвергшегося гидролизу, если в результате реакции получено 5,88 г глицерина с выходом 85%.

*Ответ:*  $m$  (триолеат) = 70,1 г.

## С

1. Из какого объема воды можно получить водород, необходимый для гидрирования 2 т триолеина, если при электролизе воды выход водорода составляет 90%?

*Ответ:*  $V(\text{H}_2\text{O}) = 135,78$  л.

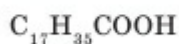
2. При взаимодействии 12 г метанола с 10 г уксусной кислоты образовался эфир массой 10,5 г. Определите выход эфира.

*Ответ:*  $\eta(\text{эфир}) = 85,16\%$ .

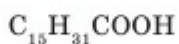
## §56

МЫЛА И СИНТЕТИЧЕСКИЕ  
МОЮЩИЕ СРЕДСТВА

## Высокомолекулярные жирные кислоты:



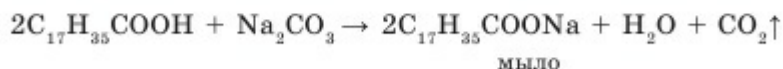
стеариновая  
кислота



пальмитиновая  
кислота



олеиновая  
кислота



Натриевые соли высокомолекулярных жирных кислот ( $n > 16$ ) – **твердые мыла**, а калиевые соли – **жидкие мыла**. Они не пенятся в жесткой воде.

Первые **синтетические моющие средства (СМС)** предназначались для снятия масляных пылевых загрязнений с промышленных установок в 1916 году. Химическая промышленность

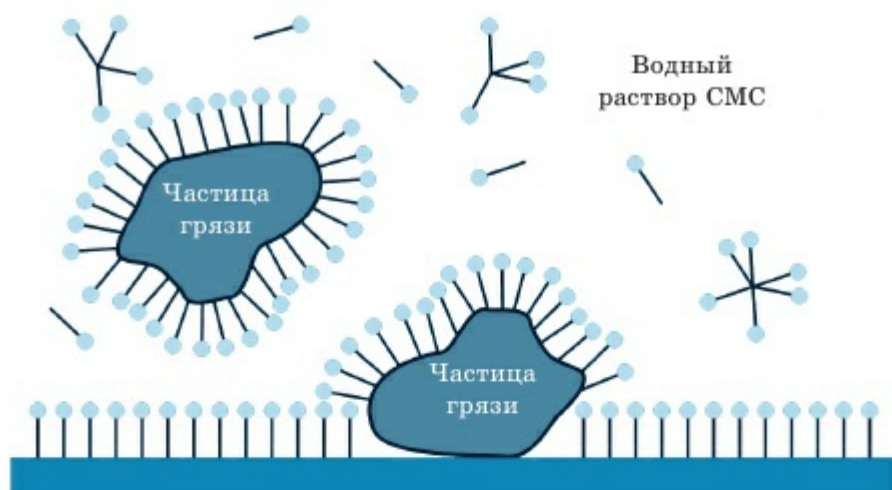


Рис. 40. Пример очистки с помощью СМС

с 1935 года начала выпускать синтетические моющие средства для использования в быту. Преимуществом этих веществ является то, что они пенятся и в мягкой, и в жесткой воде, пена очень устойчивая. При мытье посуды или при стирке происходит следующее:

- отрыв грязевых частиц от очищаемой поверхности;
- переход в нерастворимые в воде вещества;
- удержание этих плавающих частиц в моющем растворе.

Поверхностно-активные вещества (ПАВ) в синтетических моющих веществах отрицательно влияют на окружающую среду и жизнедеятельность человека. Под действием этих веществ:

- ухудшается качество питьевой воды, от этого страдает флора и фауна;
- стойкая пена ухудшает биохимическую очистительную способность водоемов;
- проникая в организм человека, ПАВ понижают иммунитет, способствуют образованию злокачественных опухолей, негативно влияют на работу мозга, печени и почек.

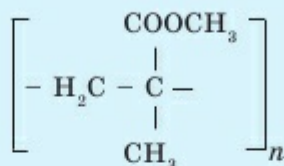
В жесткой воде используются синтетические моющие средства. После использования СМС необходимо тщательно прополоскать изделия (рис. 40).

В РК хозяйственное мыло производят на Шымкентском масложировом заводе, а синтетические моющие средства – в г. Шахтинск Карагандинской области.



**Знаете ли вы?**

*Существуют ли небьющиеся стекла? Да, существуют. Это плексиглас – органическое стекло. Его формула:*



*Хотя это и прочное стекло, на его поверхности остаются следы от острых предметов. Отличие органического стекла от обычного в том, что оно пропускает ультрафиолетовые лучи и поэтому применяется в тепличных хозяйствах. Оргстекло горит, а обычное стекло – нет.*

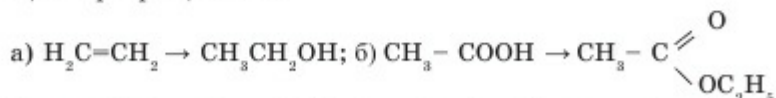
**А**



1. Напишите уравнение реакции образования стеарата кальция и объясните, почему мыло не пенится в жесткой воде.
2. Как получают мыло?
3. Чем отличаются синтетические моющие средства от хозяйственного мыла?

**В**

1. Напишите уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:



2. Для нейтрализации 3,7 г одноосновной насыщенной карбоновой кислоты потребовалось 5 мл 40%-го ( $\rho = 1,4$  г/мл) раствора гидроксида калия. Определите молекулярную формулу кислоты.



## С

1. Какая масса 90% -й уксусной кислоты образуется при окислении 56 л (н.у.) бутана, если ее выход составляет 60%?

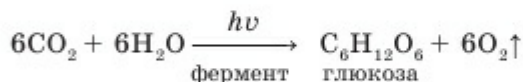
Ответ:  $m_{(p-pa)} = 200$  г.

2. Какой объем 40% -го раствора ( $\rho = 1,437$  г/мл) гидроксида натрия потребуется для получения 72% -го хозяйственного мыла при щелочном гидролизе 5 т тристеарата? Сколько кусков мыла можно получить, если масса каждого куска мыла 200 г?

Ответ:  $V(\text{NaOH})_{p-pa} = 1,173$  л,  $n = 2580$  кусков.

## §57 УГЛЕВОДЫ

Углеводы – широко распространенные в природе вещества. В прошлом веке их называли по элементному составу:  $C_n(H_2O)_m$  ( $n$  и  $m \geq 4$ ). Их считают гетерофункциональными, т.к. в молекулах содержатся несколько функциональных групп. Первичный биосинтез органических веществ из  $CO_2$  и  $H_2O$  осуществляется в зеленых листьях под действием солнечной энергии, при участии фермента хлорофилла. Этот процесс называется фотосинтезом.



Углеводы подразделяются на **моносахариды**, **олигосахариды** и **полисахариды** по степени поликонденсации. **Моносахарид** – это одна молекула углевода, которая дальше не гидролизуется. Если в сахариде от 2 до 10 молекул – это олигосахариды. Если  $n > 10$  – полисахариды.



### Опорные слова!

Моносахариды,  
олигосахариды,  
полисахариды,  
глюкоза, сахароза,  
глюкопираноза,  
фруктоза,  
брожение

### Глюкоза. Сахароза



#### Вспомните!

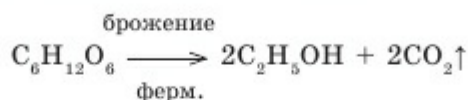
В каких организмах содержится глюкоза? Что вы знаете о составе и свойствах глюкозы? Что представляет собой сахар? Назовите его свойства.

**Глюкоза** (виноградный сахар) является моносахаридом, альдегидоспиртом. Ее молекулярная формула  $C_6H_{12}O_6$ .

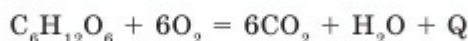
**Физические свойства.** Глюкоза – белый порошок, хорошо растворимый в воде, сладкий на вкус. Глюкоза содержится в ягодах, фруктах и овощах. В состав крови входит 0,1% глюкозы.

**Химические свойства.**

Брожением глюкозы получают спирт:



Глюкоза окисляется в организме, образуя углекислый газ и воду, и выделяется энергия:



Углеводы играют очень важную роль в природе и в живых организмах.

Структурный изомер глюкозы – **фруктоза**. Она содержится вместе с глюкозой в сладких плодах и меде. Глюкоза и фруктоза не подвергаются гидролизу.

**Применение.** Будучи ценным питательным веществом, глюкоза широко используется в медицине: как укрепляющее средство в послеоперационный период, для приготовления лекарственных препаратов и т.д. Углеводы выполняют и защитную функцию в организме. Глюкоза применяется в производстве кондитерских изделий, в текстильной промышленности, при изготовлении зеркал и елочных игрушек.



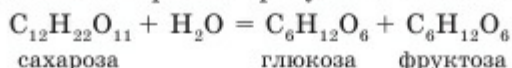
**Знаете ли вы?**

*Растения поглощают только  $\approx 0,12\%$  солнечной энергии, дошедшей до Земли, при этом на  $1 \text{ м}^2$  зеленых листьев за 1 час синтезируется 1 г глюкозы.*

**Сахароза** – дисахарид, состоящий из глюкозы и фруктозы, ее формула –  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Сахароза сложнее по структуре и составу, чем глюкоза. Сахароза содержится в моркови, дыне, соке березы и клена, в сахарной свекле и сахарном тростнике.

Сахароза – основной питательный углевод, белое кристаллическое вещество. Хорошо растворяется в воде. Водный раствор обладает сладким вкусом.

При гидролизе сахарозы образуются глюкоза и фруктоза.



### **Запомните!**

*Из наиболее известных и доступных нам веществ разрушающим действием обладает раствор сахара. Если на эмали зубов имеются трещины, то зубы под действием раствора сахара быстрее разрушаются. После употребления пищи не забывайте полоскать рот. Нельзя разгрызать зубами орехи, кости и твердый курт.*

*В материнском молоке содержится до 7% лактозы. Лактоза – это молочный сахар.*

## **Крахмал. Целлюлоза**

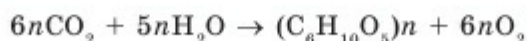


### **Вспомните!**

*В каких продуктах содержится крахмал? Расскажите о реакции полимеризации. Что такое степень полимеризации, полимеры, структурные изомеры?*

**Крахмал** – природный полимер (полисахарид), состоящий из остатков молекулы глюкозы. Это белый безвкусный порошок, который при взаимодействии с иодом дает синее окрашивание.

Природный крахмал неоднороден, он состоит из линейной и разветвленной частей ( $M_r$  – несколько сот тысяч). При растворении в горячей воде крахмал набухает, образуя клейстер, а в холодной воде он нерастворим. Крахмал является одним из продуктов фотосинтеза, который протекает с участием зеленого пигмента листьев – хлорофилла и солнечной энергии:



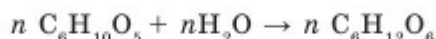
Крахмал содержится в корнеплодах (30%), зерновых культурах (70%). В промышленности его получают из картофеля и из зерен кукурузы.

**Опорные слова!**

*Крахмал,  
мальтоза,  
биокатализ,  
целлюлоза,  
тринитрат  
целлюлозы,  
триацетат  
целлюлозы*

**Химические свойства.** Крахмал по химическим свойствам отличается от глюкозы. При постепенном гидролизе крахмала под действием воды образуются **декстрины** (вещества с меньшей молекулярной массой, чем у крахмала), затем **мальтоза** (изомер сахарозы) и конечный продукт – глюкоза.

Суммарное уравнение можно выразить так:



Эту реакцию в 1811 году открыл русский химик К. Кирхгоф.

Крахмал – основной питательный полисахарид, его расщепление начинается в ротовой полости и продолжается в пищеварительной системе. В первую очередь на крахмал действует амилаза слюны, происходит ферментативный процесс, который называется **биокатализом**.

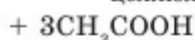
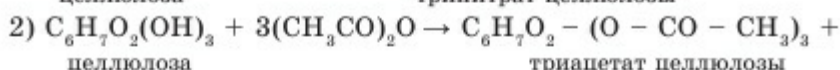
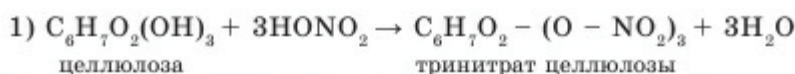
**Применение.** Крахмал применяется в пищевой, текстильной, бумажной промышленности, а также для получения глюкозы и патоки, клея, этилового спирта. В медицине на основе крахмала готовят мази, присыпки.

**Целлюлоза** отличается от крахмала тем, что она является строго линейным полимером, степень полимеризации больше, чем у крахмала, поэтому молекулярная масса доходит до миллиона. Она не растворяется в воде и в органических растворителях. Целлюлоза служит основной составной частью растений (хлопок, лен, конопля). Фильтровальная бумага и вата представляют собой чистую целлюлозу. Поэтому она служит для изготовления хлопчатобумажных и льняных тканей. Большое количество ее расходуется на производство бумаги.

**Химические свойства.** Целлюлоза также подвергается гидролизу.

Состав целлюлозы можно представить как трехатомный спирт  $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{OH})_3$ .

Целлюлоза как многоатомный спирт может взаимодействовать с азотной и уксусной кислотами, образуя сложные эфиры.



Целлюлоза хорошо растворяется в органических растворителях.

**Применение.** Тринитрат целлюлозы применяется для получения взрывчатого вещества **пироксилина**. Триацетат целлюлозы – для производства ацетатных волокон и пластмасс.

### А



1. Установите соответствие.

Химическая формула	Название
1) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	a) Сахароза
2) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	b) Глюкоза
3) $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{OH})_3$	c) Целлюлоза
4) $n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_5$	d) Крахмал

2. Какое вещество образуется при окислении глюкозы?
3. С помощью каких реакций можно доказать, что глюкоза является многоатомным спиртом?
4. Какие моносахариды образуются при гидролизе сахарозы?
5. Напишите уравнение реакции, протекающее при фотосинтезе.
6. Какое вещество образуется в результате гидролиза крахмала?
7. Что общего и в чем различие между крахмалом и целлюлозой?

### В

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия целлюлозы с азотной кислотой и определите массу тринитрата целлюлозы, полученного из 0,5 моль целлюлозы.

*Ответ:*  $m$  (тринитрат) = 148,5 г.

2. Определите массу осадка, который образуется, если через известковую воду пропустили  $\text{CO}_2$ , выделенный при брожении 1 моль глюкозы.

*Ответ:*  $m$  ( $\text{CaCO}_3$ ) = 200 г.

3. Какой объем кислорода выделится, если растение поглотило 44,8 л (н.у.)  $\text{CO}_2$  при фотосинтезе?

*Ответ:*  $V(\text{O}_2)$  = 44,8 л.

**С**

1. Рассчитайте массу глюкозы, полученной из 250 кг картофеля при ее выходе 50%, учитывая массовую долю крахмала, равную 20%.

*Ответ:*  $m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 27,78 \text{ кг}$

2. При брожении 360 кг глюкозы получено 300 кг раствора этилового спирта. Определите массовую долю спирта в этом растворе.

*Ответ:*  $w(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 61,3\%$ .

3. Вычислите массу глюкозы, которая потребуется для получения 0,5 кг 40%-го раствора спирта, если степень превращения глюкозы в спирт составляет 70%. Сколько литров  $\text{CO}_2$  (н. у.) при этом выделится?

*Ответ:*  $m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 559 \text{ кг}$ ,  $V(\text{CO}_2) = 97,39 \text{ м}^3$ .

## АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Схема 9



**§58**

### АМИНОКИСЛОТЫ. БЕЛКИ



**Вспомните!**

Назовите карбоксильные группы и аминогруппы. Какие типы связей характерны для аммиака, аммиачной воды? Что такое аминокислоты?

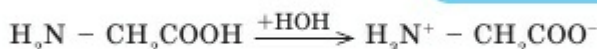
**Вы знаете?**

Аминокислоты – твердые вещества, часто малорастворимые в воде, обладающие различным вкусом, от сладкого до горьковатого, иногда очень вкусные (глутаминовая кислота).

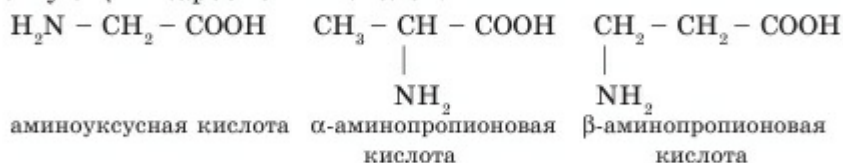
**Аминокислоты** – это бифункциональные соединения, в составе которых имеются карбоксильные группы ( $-\text{COOH}$ ) и аминогруппы ( $-\text{NH}_2$ ). Они представляют собой белые кристаллы, хорошо растворимые в воде. Карбоксильная группа аминокислот придает им кислотные свойства, а аминогруппа – основные свойства, т.е. аминокислоты являются амфотерными соединениями (табл. 21). При растворении в воде образуется биполярный ион:

**Опорные слова!**

Амфотерность аминокислот, реакция поликонденсации, пептидная связь и пептидная группа



Аминокислоты рассматриваются как производные соответствующих карбоновых кислот.



Для аминокислот характерны изомеры углеродной цепи и изомеры положения амино- и карбоксильных групп. Место аминогруппы обозначается буквой греческого алфавита.

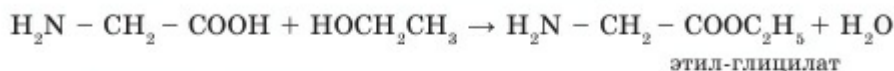
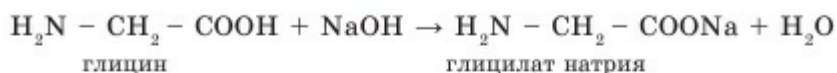
Таблица 21. Формулы некоторых аминокислот

Название кислоты	Формула
Аминоуксусная	$\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
Аминопропионовая	$\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
Аминомасляная	$\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
Аминовалериановая	$\text{H}_2\text{N} - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$

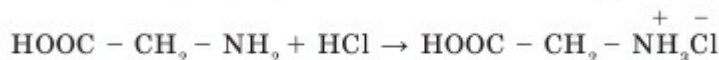
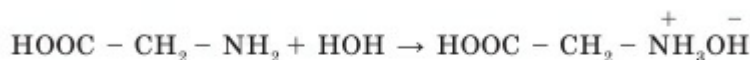
Аминокапроновая	$H_2N - (CH_2)_5 - COOH$
Аминоэнантовая	$H_2N - (CH_2)_6 - COOH$

**Химические свойства.**

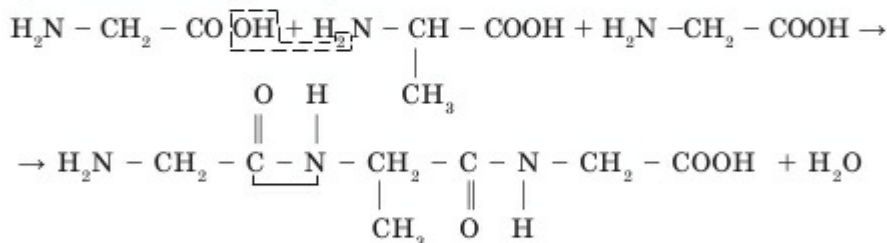
I. По карбоксильной группе:



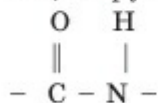
II. По аминогруппе:



III. Будучи амфотерными соединениями, аминокислоты могут взаимодействовать между собой, образуя полимер и низкомолекулярные вещества. Такие реакции называются **реакциями поликонденсации:**



Продукты взаимодействия аминокислот называются **пептидами**, а группа - CO - NH - **пептидной группой**.



**Применение.** Некоторые аминокислоты применяются в медицине, в частности после тяжелых операций. Они вполне могут заменить белок. В птицеводстве и животноводстве их используют в качестве подкормки животных и птиц. Можно вместо белка давать в пищу смесь необходимых аминокислот, они вполне могут заменить белок. Аминокислоты применяют также в синтезе синтетических волокон (*табл. 22*).



## Белки

### Вспомните!

Вспомните из курса биологии, где содержатся белки. Какие функциональные группы содержатся в аминокислотах? Что такое пептид?

**Белки** – это более высокая форма развития органических соединений. Они содержат разнообразные **функциональные группы**, поэтому нельзя их отнести к какому-либо одному классу органических соединений.

Белки – природные полимеры, образованные при поликонденсации  $\alpha$ -аминокислот. Они – основа жизнедеятельности. В состав природных белков входят 20  $\alpha$ -аминокислот, из них 8 не синтезируются в организме, они должны поступать с пищей и называются **незаменимыми**. Наличие этих кислот определяет пищевую полноценность белков (табл. 22). Реакции гидролиза белков в желудке происходят под действием **фермента пепсина**.

Структура белков очень сложная. Считается, что белки имеют несколько уровней структурной организации.

**Первичная структура белка** – это последовательность чередования аминокислот в белковой молекуле. За устойчивость первичной структуры ответственны пептидные связи.

**Вторичная структура белка** – это расположение полипептидной цепи в пространстве в виде: а) правозакрученной спирали; б) складчатого слоя (рис. 41).

**Третичная структура белка** – превращение молекулы полипептида в трехмерную конфигурацию.

У такой структуры в пространстве меняются выступы и впадины с обращенными

### Опорные слова!

Белок, первичная, вторичная и третичная структура белка; биологическая функция белка, денатурация

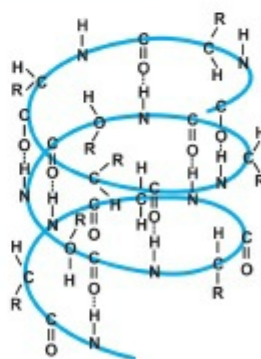


Рис. 41. Вторичная структура молекулы белка

ми наружу функциональными группами. Этой структурой объясняется специфичность белка, его биологическая активность; линейные вытянутые полипептидные цепи имеют лишь небольшое число белков, например белок натурального шелка.

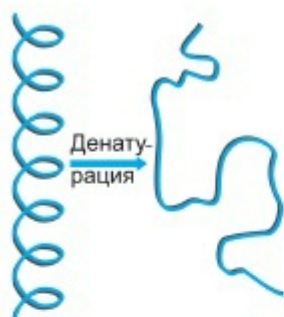


Рис. 42. Разрушение конфигурации молекулы белка при денатурации

### Биологические функции белков:

- 1) опорно-двигательная;
- 2) транспортная;
- 3) ферментативная;
- 4) гормональная;
- 5) адаптационная;
- 6) защитная (иммунитет);
- 7) информационная;
- 8) питательная.

**Денатурацией** называется изменение пространственной структуры молекулы белка под воздействием физических (температура, облучение) и химических (неорганические и органические вещества) факторов (рис. 42).

Денатурация бывает обратимой и необратимой.

Таблица 22. Структура некоторых аминокислот, полученных из белков

Название кислоты	Формула
Глицин	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{CH} - \text{COOH} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Аланин	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Цистеин	$\begin{array}{c} \text{HS} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Серин	$\begin{array}{c} \text{HO} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Глутамин	$\begin{array}{c} \text{HOOC} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$

**Пищевая промышленность Казахстана.** В Казахстане производятся все виды продуктов питания. Зерновые культуры выращивают в северных областях (Костанайская, Акмолинская, Северо-Казахстанская), рис – в Кызылординской области, сахар – в Жамбылской и Алматинской областях. Рыбой – важным источником животного белка – обеспечивают казахстанцев озера (Арал, Балкаш, Алаколь, Жайсан, Маркаколь, Каспий) и реки (Ертис, Иле, Жайык).

Мясные и молочные продукты производятся повсеместно, фрукты и овощи – на юге страны.

Наземные и подземные богатства Казахстана являются достоянием не только нынешнего, но и будущих поколений казахстанцев. Поэтому столь важно бережное и экономное отношение к природным богатствам своей страны.



### **Знаете ли вы?**

*В 100 граммах белого хлеба содержится 50 г сахара, 8 г белка, 2 г жира, 40 г воды. Его калорийность ≈ 10 кДж. В черном хлебе сахара меньше, поэтому его калорийность ниже.*

*По питательной ценности яйца не уступают мясу и молоку.*

*Белок яйца на 98%, а желток на 96% усваиваются организмом.*

*В курином яйце массой 60 г содержатся 56% белка, 32% желтка, 12% скорлупы.*

*Среднее содержание веществ в костях:  $H_2O$  – 20–25%, сухая часть – 75–80%, из них 30% белков, 45% неорганического вещества. Белок костей – коллаген – составляет 93% от всего содержания белков.*

*Белок молока – казеин – составляет 80% от всего содержания. Молозиво женского молока включает 16,08% белка, из них 10,61% – альбумины и глобулины. В молозиве в большом количестве содержатся иммуноглобулины (ответственные за иммунитет). Поэтому детей надо вскармливать грудным молоком, начиная с первых часов жизни, тогда ребенок не будет подвержен многим болезням.*

**A**



1. Чем обусловлена амфотерность аминокислот?
2. Определите среди этих веществ аминокислоту:
  - a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NO}_2$ ;
  - в)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CN}$ ;
  - с)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ ;
  - d)  $\text{CH}_2 - \text{COOH}$   
 $\quad |$   
 $\quad \text{NH}_2$

3. В чем различие между реакциями поликонденсации и полимеризации?

**B**

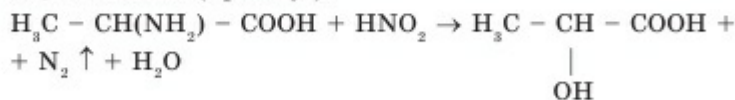
1. Из 30 г уксусной кислоты двухстадийным синтезом получена аминоксусная кислота массовой долей 25%. Выход продукта на каждой стадии составил 75%. Рассчитайте массу раствора аминоксусной кислоты.

*Ответ:* 84,39 г.

2. Определите формулу аминокислоты, если 10 г этой кислоты может взаимодействовать с 18 г 25%-го раствора гидроксида натрия.

**C**

1. Определите формулу аминокислоты, если 115,8 г этой кислоты вступает в реакцию со 104 мл 32%-го ( $\rho = 1,352$  г/мл) раствора NaOH.
2. Рассчитайте массу аланина  $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$ , если при взаимодействии его с азотистой кислотой образовалось 27,3 мл азота (при н.у.).



*Ответ:* 0,108 г.

3. Какой объем аммиака (н.у.) потребуется для полного превращения 600 г 40%-го раствора хлоруксусной кислоты в аминоксусную?

*Ответ:*  $V(\text{NH}_3) = 56,88$  л.

4. Установите в соответствие.

Структурная формула	Название
1) $\text{HS} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$	a) Глицин
2) $\text{CH}_3 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$	b) Серин
3) $\text{HO} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}_2} - \text{CH} - \text{COOH}$	c) Цистеин
4) $\text{H} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$	d) Аланин
5) $\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}_2} - \text{CH} - \text{COOH}$	e) Глутамин

5. Объясните рисунок.



## Лабораторный опыт №17

### Денатурация белка

Приготовить раствор белка. Для этого с двух сторон делаем отверстие в яйце. Нальем в пробирку. Нагреваем раствор белка над спиртовкой. Какие изменения произошли?

Сделайте выводы.

**Опыт 1.** Белок + нагревание – денатурация (выпадение осадка).

**Опыт 2.** Белок +  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – денатурация (выпадение осадка).

**Опыт 3.** Белок +  $\text{CuSO}_4$  (раствор) – денатурация (выпадение осадка).

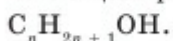
## Словарь

Русский	Казахский	Английский
насыщенные одноатомные спирты	қаныққан біратомды спирттер	saturated monohydric alcohols
этановая (уксусная) кислота	этан (сірке) қышқылы	ethane (acetic) acid
моносахариды (глюкоза, фруктоза)	моносахаридтер (глюкоза, фруктоза)	monosaccharides (glucose, fructose)
дисахариды (сахароза)	дисахаридтер (сахароза)	disaccharides (sucrose)
полисахариды (крахмал, целлюлоза)	полисахаридтер (крахмал, целлюлоза)	polysaccharides (starch, cellulose)
аминокислоты	аминқышқылдары	amino acids
белки	нәруыздар	proteins
денатурация белков	нәруыздардың денатурациясы	denaturation of proteins

## ДЕЛАЕМ ВЫВОД

1. **Спирты** – это органические соединения, содержащие одну или несколько гидроксильных групп, связанных с углеродным радикалом.

2. Общая формула одноатомных спиртов:



3. **Атомность спиртов** определяется числом гидроксильных групп. Представителями многоатомных спиртов являются **этиленгликоль** и **глицерин**.

4. **Карбоновыми кислотами** называются органические соединения, в которых карбоксильная группа (–COOH) связана с углеводородным радикалом.

5. Одноосновные карбоновые кислоты имеют общую формулу  $C_n H_{2n+1} COOH$ .

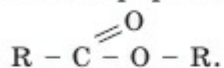
6. Количество карбоксильных групп определяет основность карбоновых кислот.

7. Для карбоновых кислот характерна изомерия углеродного скелета.

8. Карбоновые кислоты при взаимодействии со спиртами образуют сложные эфиры (реакция этерификации).

9. Мыло – натриевая соль высокомолекулярной жирной кислоты (твердое); калиевые соли карбоновых кислот – жидкие мыла.

10. Продуктами реакции этерификации являются **сложные эфиры**. Формула в общем виде:



11. **Жиры** являются сложными эфирами глицерина и таких высших одноосновных кислот, как пальмитиновая, стеариновая и олеиновая.

12. **Углеводы** – природные гетерофункциональные соединения, которые обычно выражаются общей формулой  $C_n(H_2O)_m$ .

13. Углеводы подразделяются на **моносахариды** (глюкоза, фруктоза –  $C_6H_{12}O_6$ ), **дисахариды**  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , **полисахариды** (крахмал, целлюлоза).

14. **Аминокислоты** – бифункциональные соединения, в составе которых имеются карбоксильная группа и аминогруппа.

15. **Белки** – это природные полимеры, образованные при поликонденсации  $\alpha$ -аминокислот. Биологическая функция белков зависит от первичной структуры белка и пространственной формы молекулы.

16. **Денатурация белка** – изменение пространственной структуры молекулы белка под действием физических (температура, облучение) и химических (неорганические и органические вещества) факторов.

## ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ PISA



1. Казахский национальный продукт – курт. Его получают из скисшего молока путем кипячения. После отделения творожной массы остается желтоватая жидкость. Этой жидкостью хорошо отмывать алюминиевую посуду.

*Вопрос:* Какое вещество содержит жидкость? Выберите правильный ответ.

- а) В жидкости может быть щелочь, которая реагирует с алюминием.
- в) В составе жидкости может быть органическая кислота, которая растворяет оксидную пленку алюминия.
- с) В жидкости могут быть минеральные кислоты, которые растворяет оксид алюминия.
- д) В составе жидкости могут быть абразивные вещества, они чистят поверхность посуды из алюминия.
2. Каустическую соду для хранения помещаем в пластмассовую посуду. Почему нельзя хранить ее в стеклянной посуде?
3. Посуду, изготовленную из латуни, нужно сразу высушить. В противном случае на ней образуются зеленые пятна. Какое это вещество? Как оно называется? Латунь – сплав. Из каких металлов она состоит?
4. Это «хлеб» химической промышленности, основа (мать) всех кислот, ее называют «купоросным маслом». Какая это кислота?
5. 78% воздуха составляет азот. Азот воздуха не используют растения. При определенных условиях азот воздуха можно превратить в вещества, которые используют растения. Какие это условия?
6. Чугун и сталь – сплавы железа. Чугун непрочный, сталь гибкая. Назовите причину. Почему железные сплавы боятся влажного воздуха?
7. В домашних условиях и строительстве применяется белое вещество, оно имеет щелочное свойство. Металл расположен во второй группе Периодической системы. Если оксид металла растворить в воде, то получим белое вещество. Определите вещество и напишите уравнения реакции.



## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Химия / В. Шретер, К.-Х. Лаутеншлегер. Х. Бибрак и др.: Пер. с нем. – М.: Химия, 1989.
2. Зоммер К. Аккумулятор знаний по химии. – М.: Мир, 1977.
3. Зурабян С.Э., Лузин А.П. Органическая химия: Учебник. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2011. – 384 с.
4. М. Джуа. История химии. – М.: Мир, 1975.
5. Левицкий М.М. Увлекательная химия. – М.: Астрель, 2008.
6. Леенсон И.А. Удивительная химия. – М.: НЦ ЭНАС, 2006.
7. Романцева Л.М. и др. Сборник задач и упражнений по общей химии: Учебник, пособие для нехим. спец. вузов – М.: Высш. шк., 1991. – 288 с.
8. Общая химия в формулах, определениях, схемах / Под ред. В.Ф. Тикавого. – Минск: Университетское издательство, 1987.
9. Стахеев А.Ю. Вся химия в 50-ти таблицах: Пособие для абитуриентов и учителей. – М.: Источник, 1995.
10. Мансуров Б.А. Органическая химия. Альтернативный учебник для 10 класса общеобразовательной школы. – Алматы: Фылым, 2001.
11. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Химия. – М.: ОНИКС 21 век, 2002.
12. Мансуров Б.А. Органическая химия для 10–11 кл. общеобразовательной школы. – Алматы.: Атамұра, 2004.
13. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Настольная книга учителя. Химия. – М.: Дрофа, 2004.
14. Интернет-ресурсы:  
[https:// postнаука. ru/books/13325](https://postнаука.ru/books/13325)  
<http://ido. tsu. ru/schools/chem/data/res/org/metod/O>  
[http:// School-Collection.edu.ru.](http:// School-Collection.edu.ru)  
<http:// chemitry.narod.ru>  
<http:// www.nif-inf.narod.ru>  
<http:// experiment.eolu.ru>

## ГЛОССАРИЙ

1. **Диссоциация** – процесс распада вещества на ионы при растворении его в воде или расплавлении.

2. **Электролиты** – это вещества, которые распадаются на ионы (соли, щелочи и кислоты).

3. **Неэлектролиты** не распадаются на ионы (сахар, глюкоза, растворы газов в воде).

4. **Кислоты** (с точки зрения теории электролитической диссоциации) – это электролиты, при диссоциации которых в растворе образуются катионы водорода.

5. **Основаниями** называются соединения, при диссоциации которых в растворе образуются гидроксил-ионы.

6. **Солями** называются вещества, при диссоциации которых в растворе образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

7. **Гидролизом** солей называется взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются молекулы слабого электролита, изменяющие рН реакционной среды.

8. **Химическая кинетика** – учение о скоростях и механизмах химических реакций.

9. **Скорость химической реакции** – изменения концентрации одного из веществ **реакционной системы** за единицу времени (моль/л.с)

10. **Катализ** – процессы, идущие в присутствии катализаторов.

11. **Принцип Ле Шателье – Брауна** – если на находящуюся в равновесии реакцию производится какое-либо внешнее воздействие, то оно благоприятствует протеканию той реакции, которая ослабляет воздействие.

12. **Степень окисления** – это условный заряд атома в соединении, вычисляемый, исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов.

13. **Окислительно-восстановительные реакции** – реакции, идущие с изменением степеней окисления атомов элементов.

14. **Восстановители** – частицы (молекулы, атомы, ионы), которые отдают электроны, они окисляются.

15. **Окислители** – частицы (молекулы, атомы, ионы), которые принимают электроны, они восстанавливаются.

**16. Минеральные удобрения** – это растворимые в воде неорганические соединения, содержащие необходимые для растений элементы питания.

**17. Макроэлементы** – химические элементы, содержание которых в живых организмах составляет от десятков до сотых долей процентов, а элементы, содержащиеся исключительно в малых количествах (менее 0,01%), составляют группу **микроэлементов**.

**18. Гомологический ряд органических веществ** – соединения, сходные по химическим свойствам, состав которых отличается **гомологической разностью** –  $\text{CH}_2$  –.

**19. Функциональная группа** – группа, состоящая из нескольких элементов, которые определяют физико-химические свойства соединений.

**20. Изомеры** – вещества с одинаковым качественным и количественным составом, но с различным химическим строением, вследствие этого обладающие различными свойствами.

**21. Углеводороды** – простейшие органические соединения, состоящие из двух элементов: углерода и водорода.

**22. Предельные** (насыщенные углеводороды, алканы) – соединения, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой одинарной связью.

**23. Непредельные** (ненасыщенные) углеводороды – соединения, в молекулах которых имеются атомы углерода, связанные между собой двойными или тройными связями (алкены, алкины).

**24. Реакция полимеризации** – это последовательное соединение одинаковых молекул в более крупные.

**25. Радикалы (R)** – реальные частицы с малым временем существования, которые образуются при разрыве связи углерод – углерод.

**26. Спирты** – это органические соединения, в молекулах которых содержится одна или несколько гидроксильных ( $\text{OH}^-$ ) групп, соединенных с углеводородным радикалом.

## СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие . . . . .	3
Химия Казахстана в лицах . . . . .	4
<b>Глава 1. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ</b>	
§1. Электролиты и неэлектролиты . . . . .	9
§2. Электролитическая диссоциация . . . . .	13
§3. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей . . . . .	16
<i>Лабораторный опыт №1</i> . . . . .	21
§4. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты . . . . .	22
§5. Реакции ионного обмена . . . . .	24
<i>Практическая работа №1</i> . . . . .	27
§6. Химические свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации . . . . .	28
§7. Гидролиз солей . . . . .	32
<i>Лабораторный опыт №2</i> . . . . .	37
<b>Глава 2. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ</b>	
§8. Качественные реакции на катионы . . . . .	40
<i>Лабораторный опыт №3</i> . . . . .	40
<i>Лабораторный опыт №4</i> . . . . .	41
§9. Качественные реакции на анионы . . . . .	42
<i>Лабораторный опыт №5</i> . . . . .	42
<i>Практическая работа №2</i> . . . . .	43
Решение задач на тему «Расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке» . . . . .	44
<b>Глава 3. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ</b>	
§10. Скорость химических реакций . . . . .	50
§11. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. . . . .	52
<i>Лабораторный опыт №6</i> . . . . .	57
<i>Практическая работа №3</i> . . . . .	58
<b>Глава 4. ОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ</b>	
§12. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие . . . . .	60

§13. Принцип Ле Шателье–Брауна . . . . .	63
<i>Лабораторный опыт №7</i> . . . . .	66

## **Глава 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

§14. Степень окисления. . . . .	69
§15. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса. . . . .	73

## **Глава 6. МЕТАЛЛЫ И СПЛАВЫ**

§16. Общая характеристика металлов . . . . .	79
§17. Химические свойства металлов . . . . .	84
§18. Сплавы металлов . . . . .	88
§19. Получения металлов. Важнейшие месторождения металлов в Казахстане . . . . .	90
Решение задач . . . . .	93

## **Глава 7. ЭЛЕМЕНТЫ 1(I), 2(II), 3(III) ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЯ**

§20. Элементы 1(I) группы и их соединения . . . . .	97
§21. Оксид и гидроксид натрия . . . . .	102
§22. Элементы 2(II) группы и их соединения. Кальций. Строение и свойства атома. . . . .	105
§23. Соединения кальция . . . . .	109
<i>Лабораторный опыт №8</i> . . . . .	112
§24. Элементы 13 (III) группы. Алюминий. Строение атома и свойства . . . . .	115
§25. Соединения алюминия . . . . .	119
<i>Лабораторный опыт №9</i> . . . . .	123
<i>Практическая работа №4</i> . . . . .	124

## **Глава 8. ЭЛЕМЕНТЫ 17(VII), 16(VI), 15(V), 14(IV) ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЯ**

§26. Галогены. . . . .	126
§27. Хлор. . . . .	129
§28. Хлороводородная кислота . . . . .	134
<i>Лабораторный опыт №10</i> . . . . .	138
§29. Элементы 16(VI) группы. Сера. . . . .	139
§30. Соединения серы . . . . .	142
§31. Серная кислота и ее соли . . . . .	145
<i>Практическая работа №5</i> . . . . .	149

Решение задач . . . . .	151
§32. Азот . . . . .	154
<i>Лабораторный опыт №11</i> . . . . .	157
§33. Аммиак . . . . .	158
<i>Лабораторный опыт №12</i> . . . . .	158
§34. Свойства аммиака, получение и применение . . . . .	158
<i>Практическая работа №6</i> . . . . .	162
§35. Производство аммиака . . . . .	164
§36. Специфические свойства азотной кислоты и нитратов . . . . .	168
<i>Лабораторный опыт №13</i> . . . . .	173
§37. Фосфор и его соединения . . . . .	175
§38. Минеральные удобрения . . . . .	182
§39. Кремний и его соединения . . . . .	188

## **Глава 9. ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ В ОРГАНИЗМЕ ЧЕЛОВЕКА**

§40. Химический состав организма человека. Макроэлементы, микроэлементы и их значение . . . . .	197
§41. Определение некоторых химических элементов организма . . . . .	202
<i>Лабораторный опыт №14</i> . . . . .	202
<i>Лабораторный опыт №15</i> . . . . .	203
§42. Загрязнение окружающей среды тяжелыми металлами . . . . .	203

## **Глава 10. ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ**

§43. Особенности органических веществ . . . . .	210
§44. Классификация органических соединений . . . . .	213
§45. Гомологические ряды органических соединений . . . . .	215
§46. Номенклатура органических соединений . . . . .	217
§47. Изомерия органических соединений . . . . .	220
Решение задач . . . . .	222

## **Глава 11. УГЛЕВОДОРОДЫ. ТОПЛИВО**

§48. Алканы . . . . .	225
§49. Алкены . . . . .	230
§50. Алкины . . . . .	235
§51. Ароматические углеводороды. Бензол . . . . .	238
§52. Углеводородное топливо. Нефть . . . . .	243

## Глава 12. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ И АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

§53. Кислородсодержащие органические соединения.	
Спирты . . . . .	250
§54. Карбоновые кислоты . . . . .	256
<i>Лабораторный опыт №16</i> . . . . .	258
§55. Сложные эфиры и жиры. . . . .	259
§56. Мыла и синтетические моющие средства . . . . .	262
§57. Углеводы . . . . .	265
§58. Аминокислоты. Белки . . . . .	270
<i>Лабораторный опыт №17</i> . . . . .	277
Примеры заданий Pisa . . . . .	280
Список литературы . . . . .	281
Глоссарий . . . . .	282

Учебное издание  
**Усманова Майкамал Бигалиевна**  
**Сакарьянова Куралай Назымовна**  
**Сахариева Балнұр Назымовна**  
**ХИМИЯ**

Учебник для 9 класса общеобразовательной школы  
Зав. редакцией *Н. Жиенгалиев*  
Редактор *Р. Қаржасбай*  
Спецредактор *Н. Торшина*  
Художественный редактор *Д. Сабитаева*  
Технический редактор *О. Рысалиева*  
Корректор *Ю. Гюльоглу*  
Компьютерная верстка *Е. Огурцовой*

ИБ №111

Сдано в набор 12.02.2019. Подписано в печать 19.06.2019. Формат 60x90<sup>1/16</sup>.  
Вумага офсетная. Гарнитура «Школьная».  
Печать офсетная. Усл. печ. л. 18,0. Уч.-изд. л. 18,62. Тираж 15 000 экз. Заказ № 4366.  
ТОО «Корпорация «Атамұра», 050000, г. Алматы, пр. Абылай хана, 75.  
Полиграфкомбинат ТОО «Корпорация «Атамұра»  
Республики Казахстан, 050002, г. Алматы, ул. М. Макатаева, 41.

