

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«ГОМЕЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра общей и биоорганической химии

Л. В. ЧЕРНЫШЕВА

ОСНОВЫ ХИМИИ

Методические рекомендации по химии
для студентов подготовительного отделения факультета
подготовки специалистов для зарубежных стран

Гомель
ГГМУ
2009

УДК 54(07)

ББК 24

Ч 49

Рецензент:

заведующая кафедрой общей и биоорганической химии
Гомельского государственного медицинского университета,
кандидат химических наук, доцент ***А. В. Лысенкова***

Чернышева, Л. В.

Ч 49 Основы химии: методические рекомендации по химии для студентов подготовительного отделения факультета подготовки специалистов для зарубежных стран / Л. В. Чернышева. — Гомель: Учреждение образования «Гомельский государственный медицинский университет», 2009. — 112 с.

ISBN 978-985-506-285-2

Призвано помочь иностранным студентам факультета подготовки специалистов для зарубежных стран в овладении научным русским языком, русской химической лексикой. Задания подобраны согласно требованиям к уровню знаний для поступающих в вузы. Предназначено для аудиторной и самостоятельной работы студентов-иностранцев.

Утверждено и рекомендовано к изданию Центральным учебно-научно-методическим советом Учреждения образования «Гомельский государственный медицинский университет» 16 ноября 2009 г., протокол № 11.

УДК 54(07)

ББК 24

ISBN 978-985-506-285-2

© Учреждение образования
«Гомельский государственный
медицинский университет», 2009

РАЗДЕЛ 1. ХИМИЯ

1. Научно-методическое обоснование

Химия относится к основным естественным точным наукам, она изучает явления, происходящие на микроскопическом уровне — атомном, молекулярном, ионном. Поэтому химия — фундаментальная наука о строении, свойствах и превращениях веществ.

2. Цель раздела: сформировать у слушателя представление о научном химическом языке.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения должен:

- знать основные химические величины в химии; единицы их измерения; и формулы для их расчета; формулу Менделеева-Клапейрона;
- уметь пользоваться полученными знаниями при решении задач;
- приобрести навыки решения задач на вычисление относительной плотности газообразных веществ, вычисления объема определенного количества газообразного вещества при нормальных условиях, а также при других давлениях и температуре.
- приобрести навыки общения на научном химическом языке.

4. Учебный материал

ХИМИЯ

1. Химия как наука

Химия — наука о строении, свойствах и превращении веществ.

Веществ очень много, в настоящее время известно более 500.000 неорганических веществ и свыше 10.000.000 органических веществ. Из веществ состоят все тела в природе.

Вещество — совокупность атомов, молекул или ионов, обладающая определенной массой покоя, особыми физическими и химическими свойствами.

Неорганическая химия — раздел химии, изучающий свойства и превращения неорганических веществ.

Органическая химия — раздел химии, изучающий свойства и превращения органических веществ.

Вещества делят на простые и сложные. Их различия представлены в виде схемы (рисунок 1).

Особенности строения сложных веществ приведены на рисунке 2.

Простые и сложные вещества

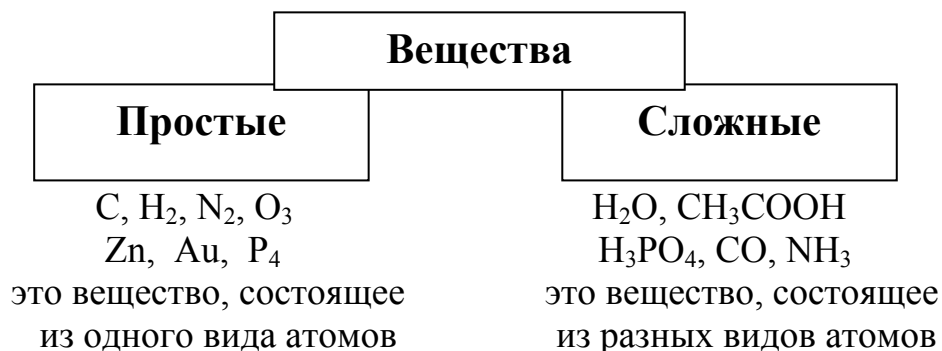
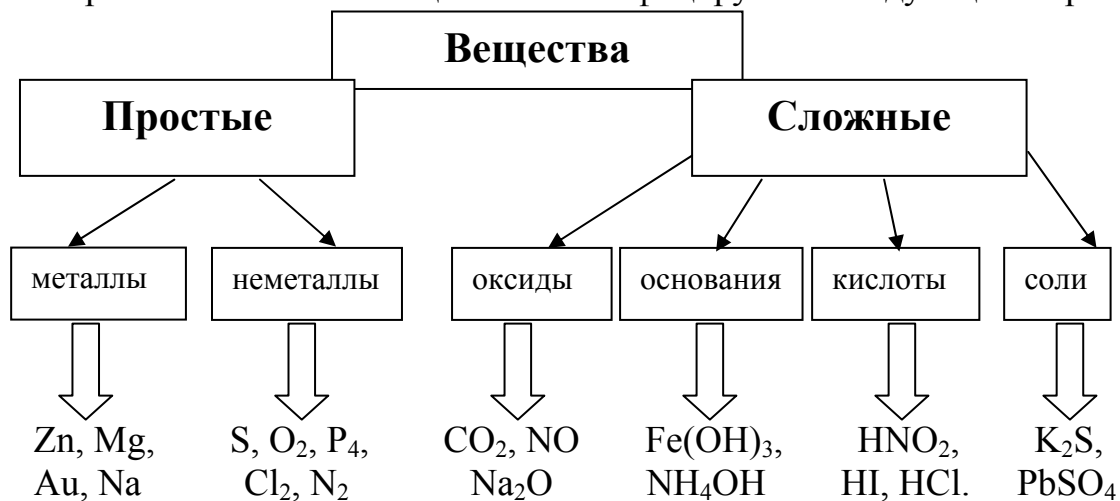


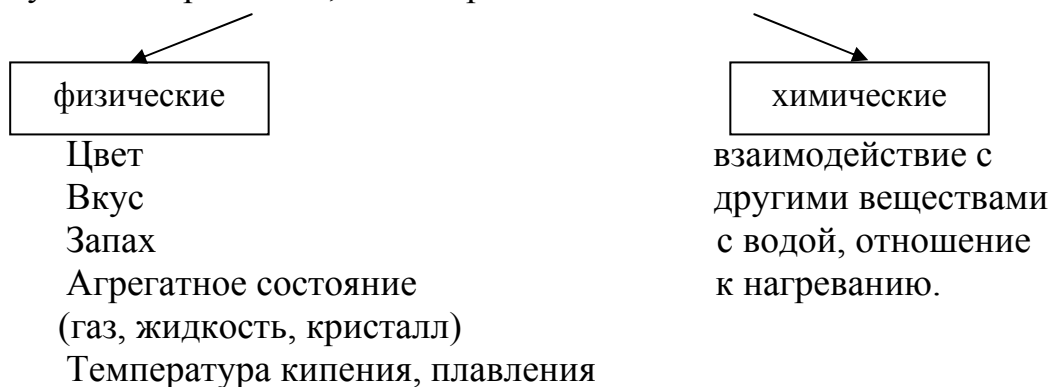
Рисунок 1 — Схема простых и сложных веществ

Простые и сложные вещества классифицируются следующим образом:



Свойства вещества

совокупность признаков, по которым отличают вещества. Различают:



2. Основные классы неорганических соединений

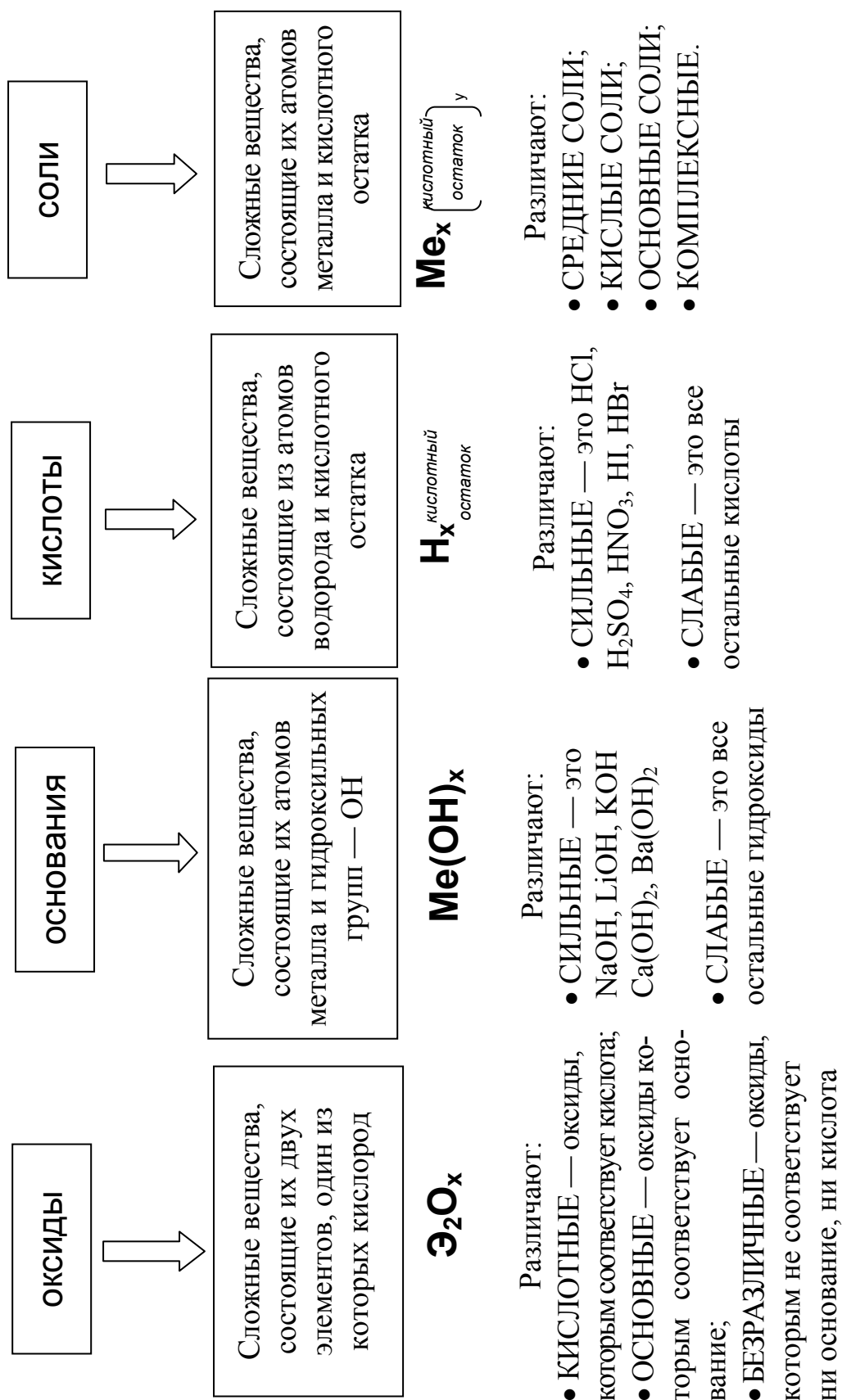


Рисунок 2 — Сложные вещества

3. Название веществ

Название оксидов

Название оксида состоит из:

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА + слово ОКСИД.

Например, натрий и калий имеют постоянную валентность, поэтому в названии их оксидов не указывают валентность этих элементов.
Валентность кислорода в оксидах равна двум.

Na_2O — натрия оксид.

K_2O — калия оксид.

Если элемент имеет переменную валентность, то указывают валентность элемента в скобках. Например, железо имеет валентность II и III, поэтому при названии его оксида указывают валентность.

FeO — железа (II) оксид.

Fe_2O_3 — железа (III) оксид.

Аналогично и оксиды углерода, кроме того, оксиды углерода имеют еще тривиальные названия:

CO_2 — углерода (IV) оксид, углекислый газ.

CO — углерода (II) оксид, угарный газ.

Название кислот

Названия кислот наиболее часто встречающихся, а также солей, образованных этими кислотами приведены в таблице 1.

Название оснований или гидроксидов

Название оснований или гидроксидов состоит из:

НАЗВАНИЕ металла + слово ГИДРОКСИД

или: слово ОСНОВАНИЕ + НАЗВАНИЕ МЕТАЛЛА.

Если металл имеет переменную валентность, то необходимо указать валентность его в скобках римской цифрой.

Например: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — кальций гидроксид.

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ — железо (III) гидроксид.

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ — основание цинка.

Название солей

СРЕДНИЕ СОЛИ — состоят из металла и кислотного остатка. Их название состоит из: НАЗВАНИЕ МЕТАЛЛА + название КИСЛОТНОГО ОСТАТКА.

КИСЛЫЕ СОЛИ — состоят из атомов металла, кислотного остатка и атомов водорода.

Их названия состоят из: НАЗВАНИЕ МЕТАЛЛА + приставка **гидро-** + название КИСЛОТНОГО ОСТАТКА

ОСНОВНЫЕ СОЛИ — состоят из металла, кислотного остатка и гидроксильной группы – OH.

Их название состоит из: НАЗВАНИЕ МЕТАЛЛА + приставка **гидро-**
ксо- + название КИСЛОТНОГО ОСТАТКА.

Названия кислотных остатков приведены в таблице 1.

Таблица 1 — Название кислот и солей

Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название соли
HI	Йодоводородная кислота	I⁻	Иодид
HBr	Бромоводородная кислота	Br⁻	Бромид
HCl	Хлороводородная кислота или соляная кислота	Cl⁻	Хлорид
HF	Фтороводородная кислота или плавиковая кислота	F⁻	Фторид
H₂S	Сероводородная кислота	S²⁻ HS⁻	Сульфид Гидросульфид
H₂SO₄	Серная кислота	SO₄²⁻ HSO₄⁻	Сульфат Гидросульфат
H₂SO₃	Сернистая кислота	SO₃²⁻ HSO₃⁻	Сульфит Гидросульфит
HNO₃	Азотная кислота	NO₃⁻	Нитрат
HNO₂	Азотистая кислота	NO₂⁻	Нитрит
H₃PO₄	Фосфорная кислота или ортофосфорная	PO₄³⁻ HPO₄²⁻ H₂PO₄⁻	Фосфат или ортофосфат Гидрофосфат Дигидрофосфат
H₂CO₃	Угольная кислота	CO₃²⁻ HCO₃⁻	Карбонат Гидрокарбонат
CH₃COOH	Уксусная кислота	CH₃COO⁻	Ацетат
H₂SiO₃	Кремниевая кислота	SiO₃²⁻	Силикат

Например:



↓

↓

название металла

название кислотного остатка



↓

↓

название металла

название кислотного остатка

с указанием валентности,

так как железо имеет переменную валентность



приставка **гидро-**, так как это кислая соль

3. Основные величины химии

Основные величины, используемые в химических расчетах приведены в таблице 2.

Таблица 2 — Основные величины химии

Название величины	Обозначение	Определение	Единицы измерения
Абсолютная масса атомов или молекул	m	Масса атомов или молекул, выраженная в граммах или килограммах	г или кг
Относительная атомная масса	A _r приведены в таблице Д. И. Менделеева	Относительная атомная масса численно равна отношению абсолютной массы атома к массе 1 а.е.м. (1 атомная массовая единица)	Безразмерная величина
Относительная молекулярная масса	M _r	Относительная молекулярная масса численно равна отношению абсолютной массы молекулы к массе 1 а.е.м. (1 атомная массовая единица)	Безразмерная величина
Атомная единица массы	а.е.м.	1 а.е.м. численно равна массе 1/12 массы атома углерода изотопа 12. $m(a.e.m.) = \frac{1}{12} m(C) = \frac{1}{12} 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг (или } 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г)}$	г или кг
Количество вещества	n	Моль – это такое количество вещества, в котором содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных частиц вещества.	моль
Число Авогадро (постоянная Авогадро)	N _A	N _A = $6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹ , число структурных единиц в одном моле вещества.	моль ⁻¹
Молярный объем	V _m	Молярный объем — это объем, занимаемый 1 молем газа при нормальных условиях. V _m = 22,4 л/моль	л/моль
Нормальные условия	Н.у.	Нормальные условия это: P = 101,3 кПа = 1 атм. и t = 0°C = 273K	
Молярная масса	M	Молярная масса — это масса 1 моля вещества или масса $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных частиц вещества	г/моль

4. Основные расчетные формулы в химии

- Расчет относительной молекулярной массы вещества:

$$Mr = \frac{m(\text{молекулы})}{m(1\text{ а.е.м.})} = \frac{m(\text{молекулы})\text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}$$

- Расчет относительной атомной массы вещества:

$$Ar = \frac{m(\text{атома})}{m(1\text{ а.е.м.})} = \frac{m(\text{атома})\text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}$$

- Расчет молекулярной массы вещества:

$M = Ar(\text{атома}) \times \text{число данных атомов} + Ar(\text{атома}) \times \text{число данных атомов} + \text{и.т.д.}$

- Расчет химического количества вещества:

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{V}{V_m} \quad n = \frac{N}{N_A},$$

где n — химическое количество вещества, моль;

M — молярная масса вещества, г/моль;

m — масса вещества, г;

V — объем вещества, л или дм^3 ;

V_m — молярный объем газа, 22,4 л/моль;

N — число структурных частиц вещества;

N_A — число Авогадро, $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

- ρ — плотность вещества:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

• уравнение Менделеева–Клапейрона, используется в расчетах, связанных с понятием «условия отличные от нормальных»:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

где P — давление в кПа;

V — объем в литрах;

R — универсальная газовая постоянная $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$;

T — температура в кельвинах.

5. Задания для самостоятельной работы:

1. Дайте определения понятиям:

1) химия;

2) вещество;

3) относительная атомная масса;

4) относительная молекулярная масса;

5) количество вещества;

6) молярный объем.

2. Рассчитайте молярную массу веществ:

1) CO

6) FeCl₃

2) NaOH

7) Cu(NO₃)₂

3) H₂SO₄

8) Ca₃(PO₄)₂

4) K₂CO₃

9) FeSO₄·H₂O

5) Mg(OH)₂

10) Fe₄[Fe(CN)₆]₃

3. Рассчитайте химическое количество для следующих веществ:

1) 175,5 г NaCl

4) $3,612 \cdot 10^{22}$ К

2) 0,25 г CaCO₃

5) 2,688 дм³ NH₃ (н.у)

3) $1,806 \cdot 10^{23}$ Br₂

6) 11,2 л HCl (н.у)

4. Дайте названия следующим веществам:

1) NaBr

6) Pb(OH)₂

2) K₃PO₄

7) Ca(OH)₂

3) Ba(NO₃)₂

8) CuS

4) KOH

9) Al₂(CO₃)₃

5) SO₂

10) NaHSO₄

5. Заполните таблицу:

Вещество	M, г/моль	n, моль	m, г.	No
KOH		3		
H ₂ O			9	
AlCl ₃			26,7	

6. Заполните таблицу:

Вещество	m, г.	n, моль	V, л.	No	Условия
H ₂ O				$18,06 \cdot 10^{23}$	н.у.
N ₂			5,6		н.у.
O ₂			7,28		н.у.
Cl ₂	14,2				н.у.

7. Выучите названия кислот, гидроксидов, солей и оксидов.

8. Назовите по-русски символ химического элемента:

O, C, H, N, F, Si, S, Fe, Au, Zn, Ag, Cl, Cu, Mg, Al, P, Ca, Cr, Na, I, Li, H, K, Hg.

9. Составьте формулы солей, пользуясь названиями:

калий хлорид;

калий сульфат;

цинк нитрат;

литий фторид;

литий фосфат;

железо (II) карбонат;

магний карбонат;

медь гидросульфат;

хром (II) ацетат;

медь сульфит;

медь ацетат;

хром (III) бромид;

железо (II) фторид;

железо (III) нитрат;

цинк нитрит;

серебро нитрат;

барий силикат;

серебро сульфат.

РАЗДЕЛ 2. ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

1. Научно-методическое обоснование

Химия — наука о веществах и их превращениях. Превращения веществ, сопровождающиеся изменением состава молекул, называются **химическими реакциями**.

2. Цель раздела: сформировать у слушателей представление о химической реакции, их разнообразии.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения должен:

➤ знать понятие химическая реакция, основные типы химических реакций;

➤ уметь составлять уравнения химических реакций, коэффициенты в уравнениях;

➤ уметь охарактеризовать уравнение химической реакции согласно информации, которую она дает.

➤ владеть лексикой научного химического языка.

4. Учебный материал:

ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

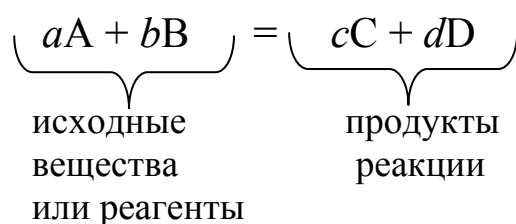
Химическая явление — это явление природы, при котором одни вещества превращаются в другие.

Признаки химической реакции:

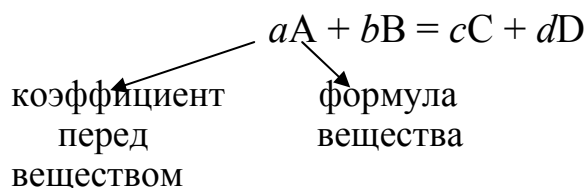
- образование нового (новых веществ) вещества;
- образование осадка;
- изменение цвета;
- выделение газа;
- появление запаха;
- выделение тепла;
- выделение тепла и света.

Химические явления записывают с помощью уравнений химических реакций. Где с помощью химических символов записывают состав веществ, а с помощью цифр — индексов и коэффициентов — количество атомов.

В общем виде химическую реакцию записывают



где

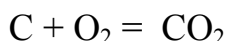


При составлении уравнений химических реакций пользуются законом сохранения массы вещества. Этот закон сформулировали русский ученый М. В. Ломоносов (1748 г.) и французский химик А. Лавуазье (1789 г.) **Масса веществ, вступивших в реакцию равна массе веществ, образующихся в результате реакции.** При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают, сущность химической реакции состоит в перегруппировке атомов. Число атомов каждого химического элемента до реакции должно быть равно их числу после реакции. Для уравнивания атомов в правой и левой частях перед формулами веществ ставят коэффициенты.

Типы химических реакций

- По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции:

Реакции соединения: $A + B = AB$



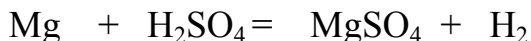
кокс углекислый газ

Реакции разложения: $AB = A + B$



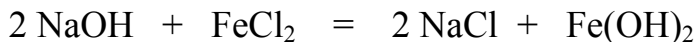
карбонат оксид углекислый
кальция кальция газ

Реакция замещения: $AB + C = AC + B$



магний серная сульфат водород
 кислота магния

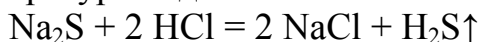
Реакции обмена: $AB + CD = AC + BD$



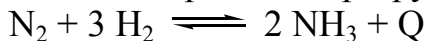
гидроксид хлорид хлорид гидроксид
натрия железа (II) натрия железа (II)

- По обратимости:

Необратимые химические реакции — химические реакции, идущие в одном направлении и не изменяющие своего направления при изменении температуры и давления.

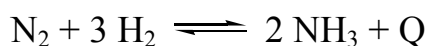


Обратимая реакция — реакция, идущая одновременно в двух взаимно противоположных направлениях: в направлении образования продуктов реакции и в направлении разрушения продуктов реакции.



- По тепловому эффекту:

Экзотермические химические реакции — это реакции, идущие с выделением тепла.

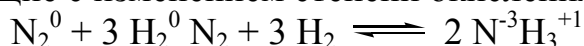


Эндотермические реакции — это реакции, идущие с поглощением тепла.

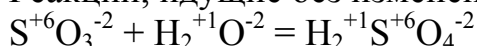


- По изменению степени окисления:

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — это реакции, идущие с изменением степени окисления элементов.



Реакции, идущие без изменения степени окисления элементов.

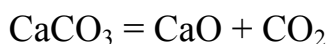


- По наличию катализатора:

Каталитические — реакции, протекающие в присутствии катализатора.



Некаталитические — реакции, протекающие без катализатора.



5. Задания для самостоятельной работы:

1. Охарактеризуйте химические реакции:

- 1) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + Q$
- 2) $\text{Fe} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 3) $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$
- 4) $3 \text{Na}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{Na}_3\text{PO}_4$
- 5) $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + Q$
- 6) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + Q$
- 7) $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + Q$
- 8) $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \xrightleftharpoons{\text{kat}} 2 \text{NH}_3 + Q$

по плану: а) исходные вещества;

б) продукты реакций;

в) коэффициенты;

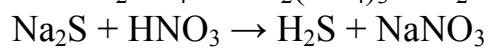
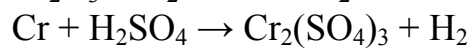
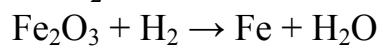
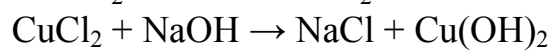
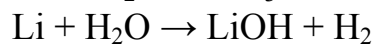
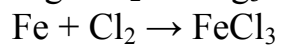
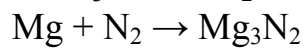
г) тип реакции.

2. Выучите классификацию химических реакций, научитесь приводить примеры реакций.

3. Дайте определения понятиям:

- 1) ОВР
- 2) каталитическая реакция;
- 3) обратимая химическая реакция;
- 4) необратимая химическая реакция;
- 5) реагенты;
- 6) химическая реакция.

4. Расставьте коэффициенты в уравнениях химических реакций:



РАЗДЕЛ 3.

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ ВЕЩЕСТВ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

1. Научно-методическое обоснование

Одной из характерных особенностей водных растворов солей, кислот и оснований является их электрическая проводимость.

2. Цель раздела: сформировать навык общения у слушателей на научном химическом языке по разделу электролитическая диссоциация.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения должен:

➤ знать понятие: электролитическая диссоциация, электролит, не-электролит, катион, анион, степень диссоциации, константа диссоциации, ионные реакции, ион, кислота, основание, комплексные соли, средние соли, кислые соли, основные соли, оксиды;

➤ знать основные химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей; основные положения теории электролитической диссоциации

➤ уметь составлять ионные реакции в молекулярном и ионном виде;

➤ уметь вычислять степень диссоциации;

➤ уметь называть комплексные соединениям катионного и анионного типов;

➤ уметь приводить примеры различных типов гидролиза веществ, объяснять характер среды в растворах солей, составлять уравнения гидролиза.

4. Учебный материал:

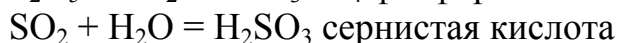
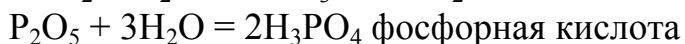
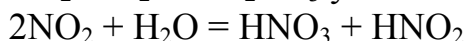
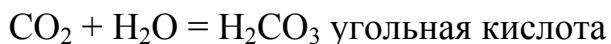
ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ОКСИДЫ

1. Классификация оксидов

Оксиды подразделяют на:

Кислотные или ангидриды — это оксиды, которым соответствует кислота.



SiO_2 — с водой не реагирует

Основные — это оксиды, которым соответствует основание.

Основной оксид реагирует с водой, только если ему соответствует растворимое в воде основание — щелочь.

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{NaOH}$ гидроксид натрия

$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{LiOH}$ гидроксид лития

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ гидроксид кальция

$\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2$ гидроксид бария

FeO соответствует основание Fe(OH)_2

MgO соответствует основание Mg(OH)_2

CuO соответствует основание Cu(OH)_2

Амфотерные — оксиды, которым соответствует амфотерное основание.

Al_2O_3 соответствует амфотерное основание Al(OH)_3

PbO соответствует амфотерное основание Pb(OH)_2

Cr_2O_3 соответствует амфотерное основание Cr(OH)_3

Безразличные — это оксиды, которым не соответствует ни основание, ни кислота — CO (угарный газ), N_2O , NO .

2. Получение оксидов

1) Взаимодействие простых веществ с кислородом:

$2\text{C} + \text{O}_2 (\text{нед.}) = 2\text{CO}$

$\text{C} + \text{O}_2 (\text{изб.}) = \text{CO}_2$

$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$

2) Горение сложных веществ

$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 (\text{изб.}) = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

3) Разложение нерастворимых в воде оснований при нагревании (прокаливании).

$\text{Fe(OH)}_2 \downarrow \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$

$\text{NaOH} \neq$

3. Химические свойства

КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ВОДА = КИСЛОТА

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$

$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$

$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

$2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВНОЙ ОКСИД = СОЛЬ

$\text{MgO} + \text{SO}_3 = \text{MgSO}_4$

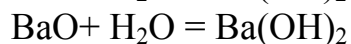
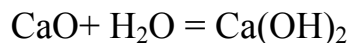
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА

$\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

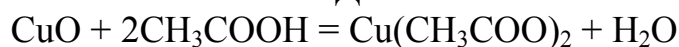
ОСНОВНОЙ ОКСИД + ВОДА = СИЛЬНЫЙ ГИДРОКСИД или ЩЕЛОЧЬ

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$

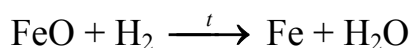
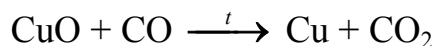
$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$



ОСНОВНОЙ ОКСИД + КИСЛОТА = СОЛЬ + ВОДА



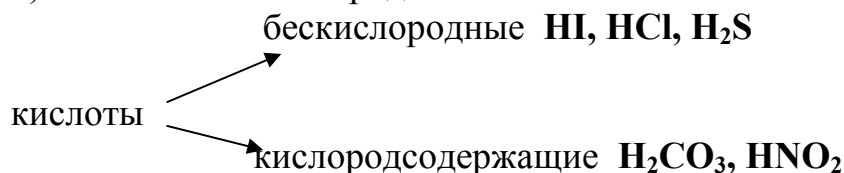
ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ НЕКОТОРЫХ ОКСИДОВ МАЛОАКТИВНЫХ МЕТАЛЛОВ С ВОДОРОДОМ, УГАРНЫМ ГАЗОМ



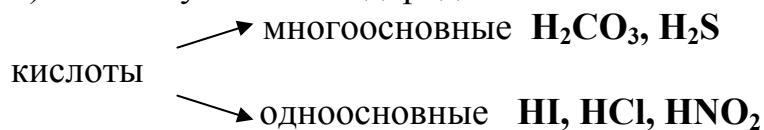
КИСЛОТЫ

1. Классификация кислот

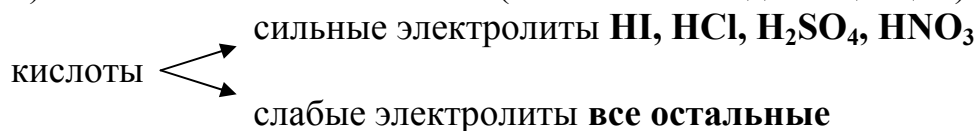
1) По наличию кислорода



2) По числу атомов водорода



3) По химической активности (способности к диссоциации)



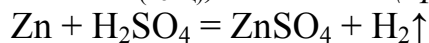
Все кислоты одинаково изменяют окраску индикаторов:

- фенолфталеин в растворе кислот — бесцветный;
- метилоранж — розовый;
- лакмус — красный.

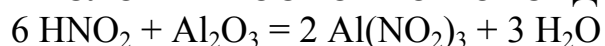
2. Химические свойства

КИСЛОТА + МЕТАЛЛ = СОЛЬ + ВОДОРОД

(кроме HNO₃, (в ряду напряжений
и H₂SO_{4(конц)}) до H₂ (приложение 3))

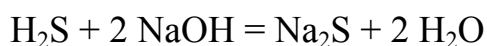


КИСЛОТА + ОСНОВНОЙ ОКСИД = СОЛЬ + ВОДА

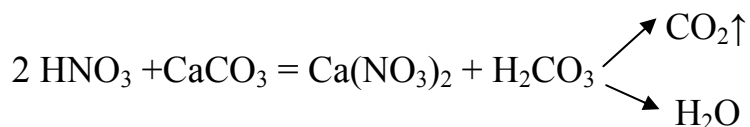


КИСЛОТА + ОСНОВАНИЕ (ГИДРОКСИД) = СОЛЬ + ВОДА

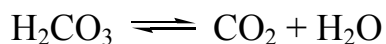
РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ



СИЛЬНАЯ КИСЛОТА ВЫТЕСНЯЕТ ИЗ СОЛИ БОЛЕЕ СЛАБУЮ ИЛИ ЛЕТУЧУЮ КИСЛОТУ



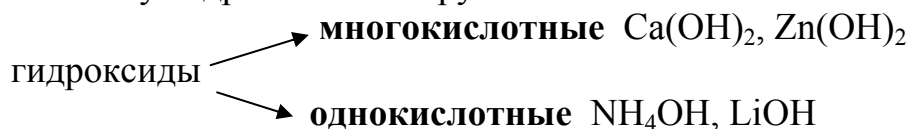
РАЗЛОЖЕНИЕ НЕКОТОРЫХ КИСЛОТ



ГИДРОКСИДЫ

1. Классификация оснований

По числу гидроксильных групп



Среди оснований выделяют группу сильных гидроксидов или щелочей, оснований растворимых в воде. К ним относят: **LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂**. Слабые основания — это все остальные нерастворимые в воде гидроксиды и **NH₄OH**.

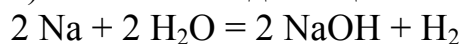
Все основания (гидроксиды) одинаково изменяют окраску индикаторов:

- фенолфталеин в растворе оснований — малиновый;
- метилоранж — желтый;
- лакмус — синий.

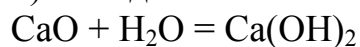
2. Получение

1) Получение сильных гидроксидов (щелочей):

а) металл + вода = щелочь + водород:

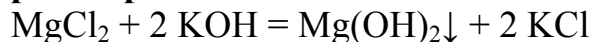


б) оксид металла + вода = щелочь:



2) Получение слабых гидроксидов (оснований):

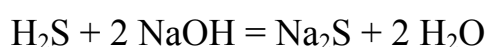
растворимая в воде соль + щелочь = слабый гидроксид + соль



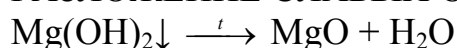
3. Химические свойства

КИСЛОТА + ОСНОВАНИЕ (ГИДРОКСИД) = СОЛЬ + ВОДА

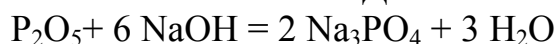
РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ



РАЗЛОЖЕНИЕ СЛАБЫХ ОСНОВАНИЙ = ОКСИД + ВОДА.



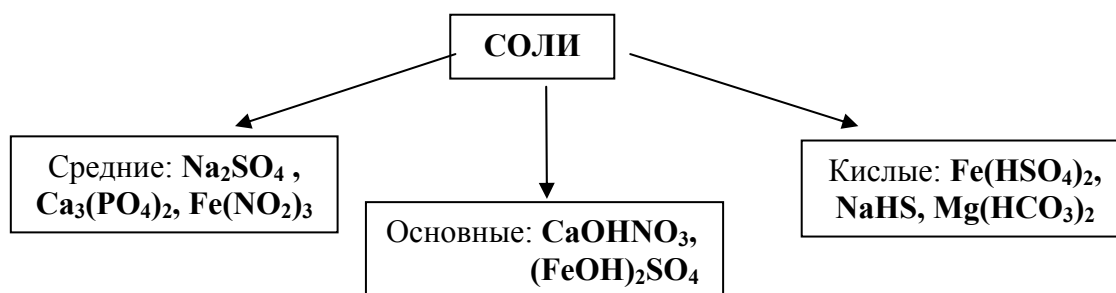
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА



СОЛИ

1. Классификация солей

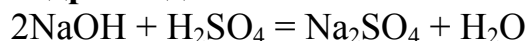
Соли подразделяются на средние (нейтральные), кислые и основные соли. Используя схему, вспомните их состав и правила номенклатуры.



2. Получение

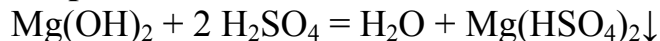
Получение **средних** солей:

гидроксид + кислота = соль + вода:



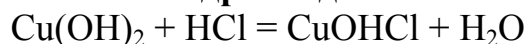
Получение **кислых** солей:

гидроксид + избыток кислоты = кислая соль + вода:

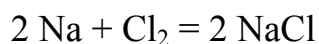


Получение **основных** солей:

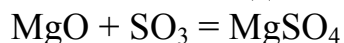
избыток гидроксида + кислота = основная соль + вода:



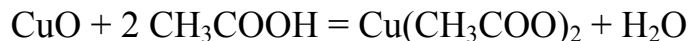
Металл + неметалл = соль:



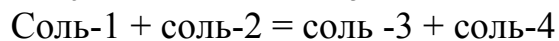
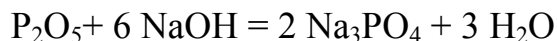
Основной оксид + кислотный оксид = соль:



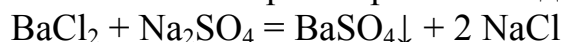
Основной оксид + кислота = соль + вода:



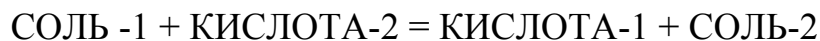
Кислотный оксид + основание = соль + вода:



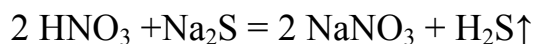
(в реакцию вступают растворимые в воде соли, а среди продуктов должна быть соль нерастворимая в воде)

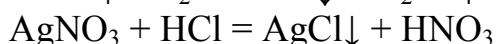


3. Химические свойства



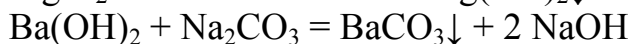
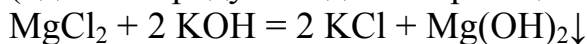
более сильная кислота вытесняет более слабую из соли:



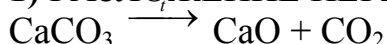
$$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$$


РАСТВОРИМАЯ СОЛЬ + ЩЕЛОЧЬ = ГИДРОКСИД + СОЛЬ

(один из продуктов данной реакции должен выпадать в осадок)

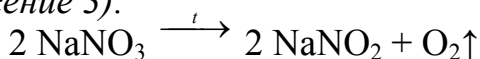


1) РАЗЛОЖЕНИЕ НЕРАСТВОРИМЫХ В ВОДЕ КАРБОНАТОВ:

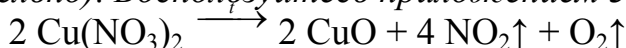


2) РАЗЛОЖЕНИЕ НИТРАТОВ РАЗЛИЧНЫХ МЕТАЛЛОВ:

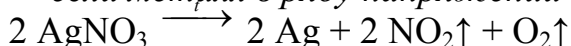
— если металл стоит в ряду напряжений металлов до магния (приложение 3):



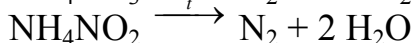
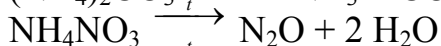
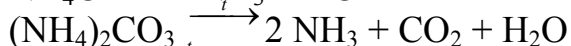
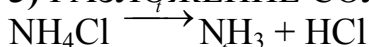
— если металл стоит в ряду напряжений от магния до меди (включительно). Воспользуйтесь приложением 3:



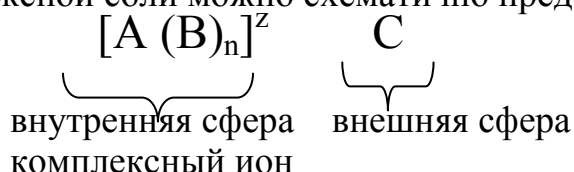
— если металл в ряду напряжений стоит после меди (приложение 3):



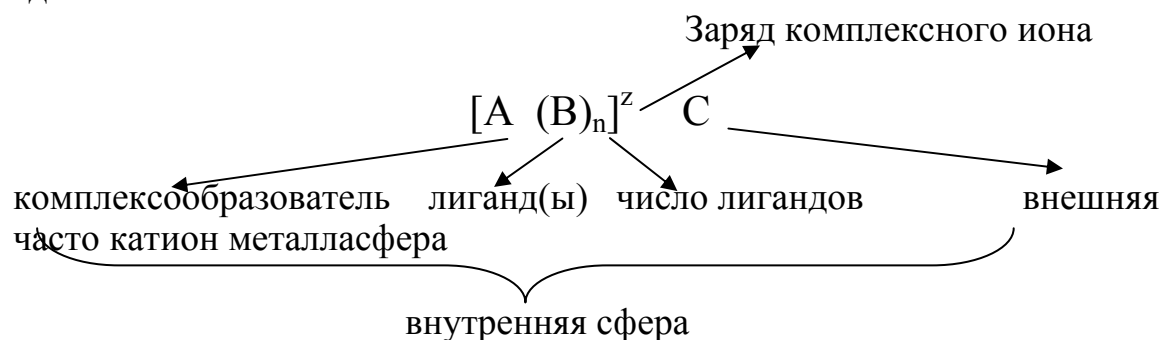
3) РАЗЛОЖЕНИЕ СОЛЕЙ АММОНИЯ:



Согласно современным представлениям в структуре комплексных соединений следует различать внутреннюю и внешнюю координационные сферы. Состав комплексной соли можно схематично представить так:



где



К основным характеристикам относят — заряд иона и координационное число. Координационное число комплексообразователя — число лигандов, которые может координировать вокруг себя комплексообразователь.

Правила названия комплексных соединений:

1) Если комплексный ион имеет отрицательный заряд (анион), то сначала называется катион, затем — комплексный ион.

2) **Порядок названия** комплексного соединения анионного типа:

а) называется число лиганда;

1 — не называется	6 — гекса-
2 — ди-	7 — гепта-
3 — три-	8 — окта-
4 — тетра-	9 — нона-
5 — пента-	10 — дека-

б) называется лиганд, согласно следующей схеме:

лиганд	название лиганда
CO	Карбонил
NH ₃	Аммин
H ₂ O	Аква
NO	Нитрозил
H ⁻	Гидридо
OH ⁻	Гидроксо
F ⁻	Фторо
Cl ⁻	Хлоро
Br ⁻	Бромо
NO ₂ ⁻	Нитро
CN ⁻	Циано

с) далее называется комплексообразователь с суффиксом -АТ и указанием валентности, если имеет переменную валентность. Названия даются следующим образом:

Al ³⁺	Алюминат
Ag ⁺	Аргентат
Au ³⁺	Аурат
Bi ³⁺	Висмутат
Co ³⁺	Кобальтат
Cr ³⁺	Хромат
Fe ³⁺	Феррат
Cu ²⁺	Купрат
Hg ²⁺	Меркурат
Pb ²⁺	Плюмбат
Pt ⁴⁺	Платинат
Sn ²⁺	Станат
Zn ²⁺	Цинкат

3) Если комплексный ион имеет **положительный заряд (катион)**, то сначала называется комплексный ион, затем — анион.

4) **Порядок названия** комплексного соединения катионного типа:

a) называется **число лигандов**;

b) называется **лиганд**;

c) называется **комплексообразователь**.

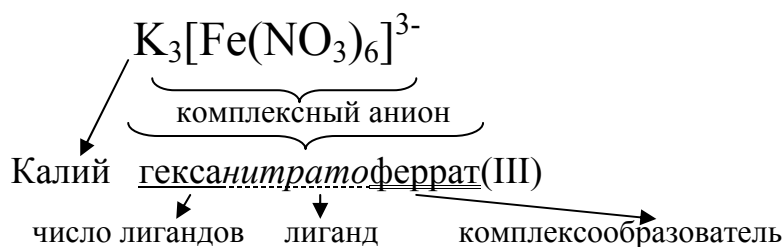
5) Если лигандов несколько, то их называют в следующем порядке:

a) первыми — лиганды-анионы;

b) вторыми — лиганды-молекулы;

c) последними — лиганды-катионы.

Например:



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Электролитическая диссоциация — процесс распада молекул электролитов на ионы в растворах или расплавах.



Диссоциация — распад вещества на ионы.

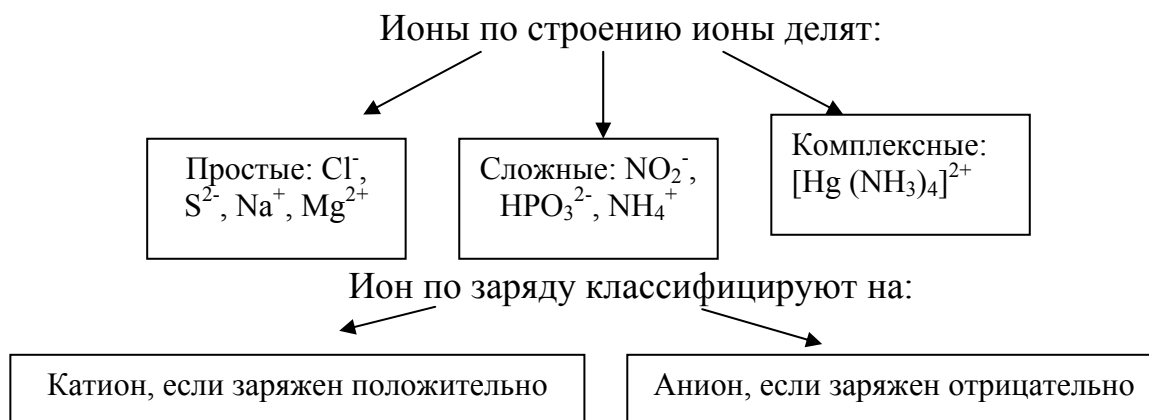
Электролиты — вещества, растворы или расплавы которых пропускают электрический ток.

К электролитам относят — все соли: кислые, основные, средние, комплексные; гидроксиды (основания); кислоты.

Неэлектролиты — вещества, растворы или расплавы которых не пропускают электрический ток.

К неэлектролитам относят многие органические вещества: углеводы, жиры (липиды), глицерин, спирты, глюкоза, сахароза и другие.

Ион — атом или группа атомов, несущих заряд.



Основные положения теории электролитической диссоциации

1. В водных растворах одни электролиты распадаются на ионы полностью, другие частично.

2. Степень диссоциации (α) — число, показывающее какая часть молекул распалась на ионы.

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

где n — число молекул, распавшихся на ионы;

N — общее число молекул в растворе.

3. Степень диссоциации зависит:

- природы растворителя
- природы растворяемого вещества;
- температуры (чем выше температура, тем выше степень диссоциации, при уменьшении температуры степень диссоциации уменьшается);
- концентрации раствора (чем концентрированнее раствор, тем меньше степень диссоциации).

4. В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся:

- сильные — степень диссоциации близка к 100%;
- слабые — степень диссоциации менее 3%.

5. Для характеристики слабых электролитов применяют величину называемую константой диссоциации.

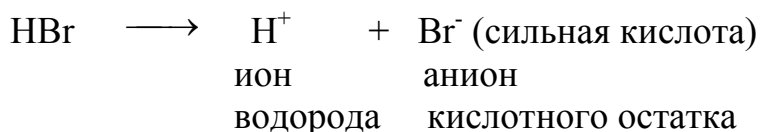
6. К сильным электролитам относят сильные кислоты, щелочи, все растворимые соли.

7. Слабые электролиты — органические кислоты (уксусная кислота), слабые кислоты, нерастворимые в воде основания и NH_4OH , оксиды, вода.

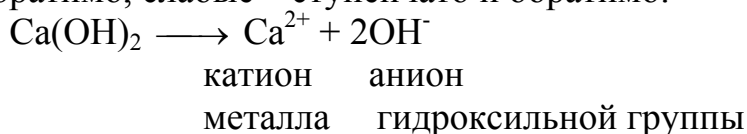
Основные классы неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации

Кислоты — электролиты, диссоциирующие в водном растворе на ионы водорода (H^+) и ионы кислотного остатка. Сильные кислоты диссоции-

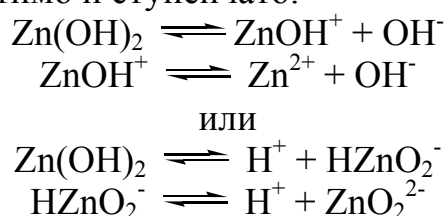
руют необратимо и в одну ступень. Слабые кислоты диссоциируют ступенчато и обратимо.



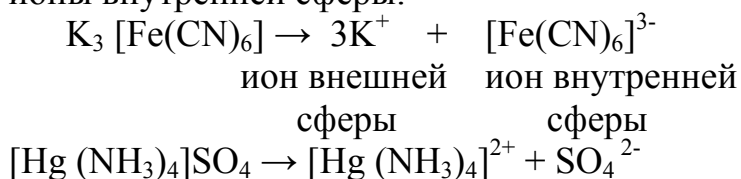
Основания — электролиты, в водном растворе распадающиеся на гидроксид-ионы (OH^-) и ионы металла. Сильные гидроксиды диссоциируют в одну ступень и необратимо, слабые — ступенчато и обратимо.



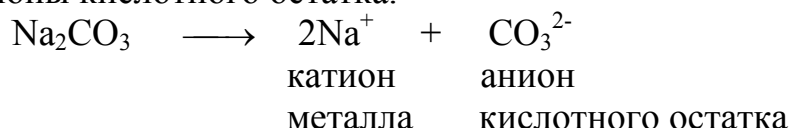
Амфотерные гидроксиды — электролиты, в водном растворе диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов (OH^-) и ионов водорода (H^+). Диссоциируют обратимо и ступенчато.



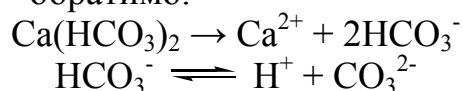
Комплексные соли — электролиты, которые диссоциируют на ионы внешней сферы и ионы внутренней сферы.



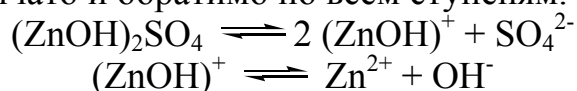
Средние соли — электролиты, в водных растворах распадающиеся на катионы металла и анионы кислотного остатка.



Кислые соли — электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием ионов водорода (H^+), катионов металла и анионов кислотного остатка. Диссоциируют ступенчато: по первой ступени — необратимо; по остальным ступеням — обратимо.



Основные соли — вещества, диссоциирующие в водном растворе на гидроксид-ионы (OH^-), катионы металла и анионы кислотного остатка. Диссоциируют ступенчато и обратимо по всем ступеням.

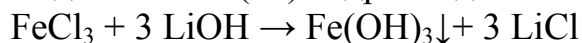


Оксиды — неэлектролиты, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

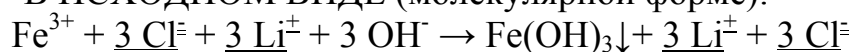
ИОННЫЕ РЕАКЦИИ

В водных растворах электролитов химические реакции протекают с участием ионов, такие реакции называют — **ионными реакциями**, а уравнения этих реакций — **ионными уравнениями**.

Например, при взаимодействии раствора железа (III) хлорида и лития гидроксида выпадает осадок железа (III) гидроксида:

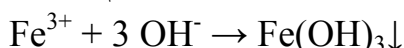


Записанное уравнение называется — **молекулярное уравнение**. Чтобы изобразить его в ИОННОЙ ФОРМЕ, надо формулы растворимых СИЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ЗАПИСАТЬ В ВИДЕ ИОНОВ, на которые они диссоциируют в водном растворе, а ФОРМУЛЫ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ – В ИСХОДНОМ ВИДЕ (молекулярной форме):



Полученное уравнение называется — **полное молекулярное уравнение**.

Если в полученном уравнении сократить одинаковое количество одноименных ионов в правой и левой частях (они подчеркнуты), то получится уравнение реакции в СОКРАЩЕННОЙ ИОННОЙ ФОРМЕ:



Полученное уравнение называется — **сокращенное ионное уравнение**.

Уравнение реакции в сокращенной ионной форме показывает, что реакция между железом (III) хлоридом и лития гидроксидом сводится к взаимодействию между ионами железа (III) и гидроксид-ионами с образованием железа (III) гидроксида. Согласно теории электролитической диссоциации ионы хлора и лития (Cl^- и Li^+) не принимают участия в реакции.

Следует помнить:

- в ионных уравнениях в МОЛЕКУЛЯРНОМ ВИДЕ записываются все неэлектролиты: оксиды, газы, органические вещества (уксусная кислота);
- в ионных уравнениях в МОЛЕКУЛЯРНОМ ВИДЕ записываются слабые электролиты: азотистая, сероводородная, фтороводородная, сернистая, угольная кислоты, гидроксид аммония, вода;
- в ионных уравнениях в МОЛЕКУЛЯРНОМ ВИДЕ записываются вещества, выпадающие в осадок. Для того, чтобы узнать какие вещества растворимы или нерастворимы в воде пользуйтесь приложением 5.

Ионные реакции протекают необратимо, если в результате реакции образуется:

- труднорастворимые вещества (осадки);
- газы (летучие вещества);
- слабые электролиты (плохо диссоциирующие вещества).

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролизу подвергаются как неорганические вещества, так и органические вещества (сложные эфиры, алкоголяты, карбиды фосфиды и др.). Гидролиз солей это частный случай гидролиза вообще. Как правило, соли гидролизуются обратимо.

Гидролиз солей — обменная реакция между ионами растворимого вещества и молекулами воды.

1. Условия гидролиза

- Гидролизу подвергаются только растворимые в воде вещества.
- Гидролиз может протекать обратимо, очень редко необратимо.
- Гидролиз протекает только по ионам слабого электролита в соли.
- Гидролиз ступенчатый процесс.
- В результате гидролиза в растворе соли меняется среда, она становится кислой или щелочной. Сильная часть соли определяет среду в растворе соли.
- Соли, образованные катионами сильного гидроксида и анионами сильной кислоты гидролизу не подвергаются!!!!
- Соли, образованные катионами сильного гидроксида и анионами слабой кислоты, подвергаются обратимому гидролизу. Среда раствора такой соли — основная.
- Соли, образованные катионами слабого гидроксида и анионами сильной кислоты, подвергаются обратимому гидролизу. Среда раствора такой соли — кислая.
- Соли, образованные катионами слабого гидроксида и анионами слабой кислоты подвергаются обратимому гидролизу. Гидролиз такой соли всегда протекает в одну ступень.
- Число ступеней гидролиза равно заряду соответствующего слабого иона.
- Усилить гидролиз соли можно:
 - a) нагреванием раствора;
 - b) разбавлением раствора.

2. Примеры гидролиза солей.

Рассмотрим четыре основных типа солей и их отношение к гидролизу.

- NaNO_3 — соль гидролизу не подвергается $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$
- | | | |
|---------------------|---|-----------------|
| катион | → | анион |
| сильного гидроксида | | сильной кислоты |

• NaNO_2 — соль гидролизу **ПОДВЕРГАЕТСЯ**

↓	↘
катион	анион
сильного	<u>слабой</u>
гидроксида	кислоты

$\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$ (записываем диссоциацию соли в водном растворе)

$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ (гидролиз сводится к связыванию молекулами воды анионов слабой кислоты в слабую кислоту)

$\text{Na}^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$

(записываем полное ионное уравнение гидролиза соли) среда в растворе щелочная, т.к. есть свободные ионы OH^-

$\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{NaOH}$

(записываем молекулярное уравнение гидролиза)

Рассмотрим пример двухступенчатого гидролиза соли угольной кислоты. Натрий карбонат Na_2CO_3 состоит из катиона (Na^+) сильного основания и аниона (CO_3^{2-}) слабой кислоты. Заряд слабой части равен (-2), гидролиз состоит из двух ступеней.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

I. $\text{CO}_3^{2-} + \text{H-OH} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ среда щелочная

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H-OH} + 2\text{Na}^+ \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- + 2\text{Na}^+$

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H-OH} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$

II. $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+$

$\text{HCO}_3^- + \text{H-OH} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ среда щелочная

$\text{HCO}_3^- + \text{H-OH} + \text{Na}^+ \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^- + \text{Na}^+$

$\text{NaHCO}_3 + \text{H-OH} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$

• NH_4NO_3 — соль гидролизу **ПОДВЕРГАЕТСЯ**

↓	↘
катион	анион
<u>слабого</u>	сильной
гидроксида	кислоты

$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$ (записываем диссоциацию соли в водном растворе)

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ (гидролиз сводится к связыванию молекулами воды анионов слабого гидроксида в слабое основание)

$\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

(записываем полное ионное уравнение гидролиза соли)

среда кислая, т.к. есть свободные ионы H^+

$\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3$

(записываем молекулярное уравнение гидролиза)

- $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ — соль гидролизу **ПОДВЕРГАЕТСЯ**
всегда в 1 ступень

↓
катион

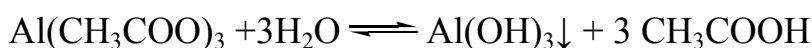
слабого

гидроксида

↘
анион

слабой

кислоты



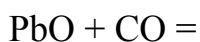
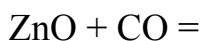
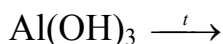
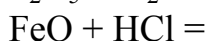
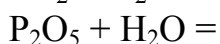
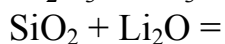
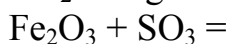
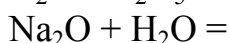
(гидролиз сводится к образованию слабого основания и слабой кислоты)

- CaCO_3 — соль гидролизу **НЕ ПОДВЕРГАЕТСЯ, ТАК КАК НЕ-РАСТВОРИМА В ВОДЕ.**

5. Задания для самостоятельной работы

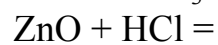
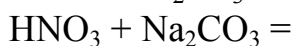
ОКСИДЫ

1. Приведите по три формулы кислотных, основных и амфотерных оксидов.
2. Какое свойство отличает ОКСИД КРЕМНИЯ.
3. Какие кислоты соответствуют ОКСИДУ АЗОТА (IV)?
4. Закончите уравнения реакций:



КИСЛОТЫ

1. Составьте уравнения реакций между серной кислотой и
а) Cu б) Fe_2O_3 в) NH_4OH г) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ д) K_2O
2. Напишите уравнения реакций между уксусной кислотой и
а) Ca б) PbO в) NaOH г) Al_2O_3
3. Закончите уравнения химических реакций:



ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИ

1. Дайте определение понятиям:

диссоциация; электролит; неэлектролит; ион; катион, анион; кислота; основание (гидроксид); комплексные соли; средние соли; кислые соли; основные соли; оксид; степень диссоциации.

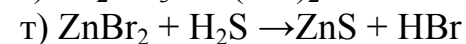
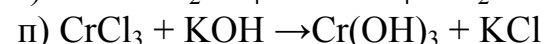
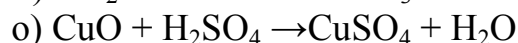
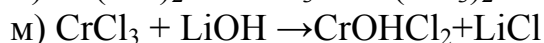
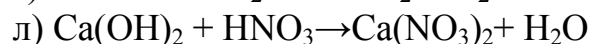
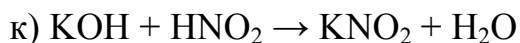
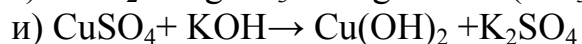
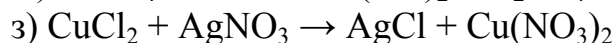
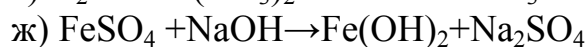
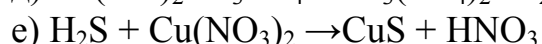
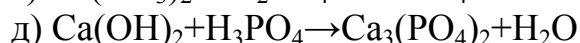
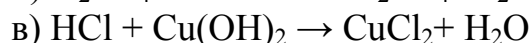
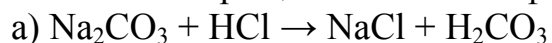
2. Приведите примеры кислых, средних и основных солей. Назовите их.

3. Чему равна степень диссоциации, если из 200 молекул на ионы распадается 30? Сильный или слабый это электролит?

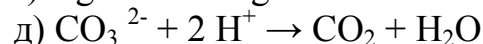
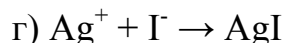
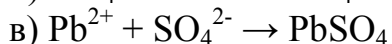
4. Сколько молекул электролита продиссоциирует из каждых 120 внесенных в раствор, если степень диссоциации равна 20%?

ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ

1. Расставьте коэффициенты. Напишите реакции в молекулярной, ионной и сокращенной ионных формах.



2. Составьте уравнения в молекулярном виде для следующих сокращенных ионных уравнений:



ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. Объясните цвет фенолфталеина, метилоранжа и лакмуса в растворах солей:

а) калия фторида;

б) калия карбоната;

в) меди нитрата;

г) свинца сульфата.

2. Составьте уравнения гидролиза следующих солей в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах:

а) калия сульфида

б) натрия гидроортофосфата

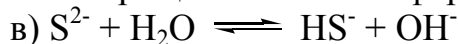
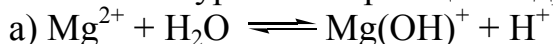
в) аммония сульфита

г) цинка нитрата;

д) хрома (III) хлорида

е) железа (II) хлорида

3. Имеются уравнения реакций гидролиза в сокращенной ионной форме:

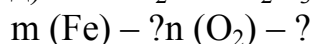
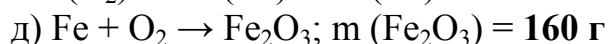
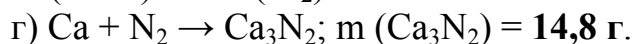
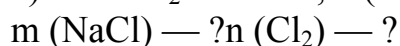
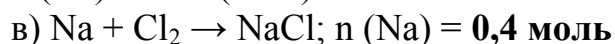
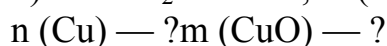
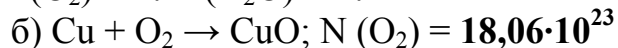
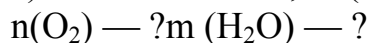
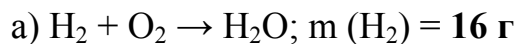




Изобразите по два уравнения гидролиза в молекулярной форме, которые соответствуют каждому из ионных.

ЗАДАЧИ

1. Рассчитайте предложенные величины по следующим схемам и условиям:



2. Реакция протекает по следующей схеме: $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$. Рассчитайте массу магния и химическое количество прореагировавшего кислорода, если в ходе получили **8 г MgO**.

3. **5,4 г** алюминия растворили в серной кислоте. Рассчитайте массу, образовавшейся соли и химическое количество прореагировавшей кислоты.

4. Какая масса железа прореагирует:

а) с **12** молями хлора?

б) с **3,65 г** соляной кислоты?

5. Какой объем кислорода выделится при разложении **94,5 г** азотной кислоты?

6. В человеческом организме в общей сложности содержится примерно 25г йода (входящего в состав различных соединений), причем половина всей массы йода находится в щитовидной железе. Подсчитайте, сколько атомов йода находится:

- в щитовидной железе;
- в человеческом организме в целом.

РАЗДЕЛ 4.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

1. Научно-методическое обоснование

Все химические реакции по изменению степеней окисления подразделяются на две большие группы: 1) протекающие без изменения степеней окисления; 2) протекающие с изменением степеней окисления элементов или даже хотя бы одного.

2. Цель раздела: сформировать представление у слушателей ПО о сущности процессов окисления-восстановления.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения после занятия должен:

- знать понятия: окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, степень окисления, окислительно-восстановительные реакции;
- уметь объяснить суть процессов окисления и восстановления;
- знать важнейшие окислители и восстановители в химии; типы ОВР;
- уметь составлять окислительно-восстановительные уравнения методом электронного баланса.

4. Учебный материал

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции — это реакции, которые идут с изменением степеней окисления элементов.

Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле, где все связи считаются ионными.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное, целое или дробное значение не более 8.

Положительное значение степени окисления имеют атомы менее электроотрицательного элемента, а отрицательное — более электроотрицательного.

Электроотрицательность — способность атома притягивать к себе электронную плотность от других атомов.

Самым электроотрицательными атомами являются:

(расположены в порядке уменьшения электроотрицательности)

F, O, N, Cl, Br, S, C, I, Se, P, H, As, Si

Наименьшими значения электроотрицательности характеризуются металлы. В составе сложных веществ металлы отдают электроны более электроотрицательным элементам-неметаллам.

Например: SiC — карборунд. Так как оба элемента расположены в четвертой группе (IVA-подгруппа), то у них по четыре электрона на внеш-

нем энергетическом уровне. При образовании химической связи более электроотрицательный элемент — это углерод притянет к себе $4e^-$ от атома кремния. Таким образом, степень окисления углерода станет: -4 ; степень окисления кремния: $+4$. Записывают так: $Si^{+4}C^{-4}$.

Правила определения степени окисления

1) Степень окисления в простых веществах (металлах и неметаллах) равна **нулю**. Например: O_2^0 ; Cu^0 и другие.

2) Фтор всегда в соединениях проявляет степень окисления: **-1**.

3) Кислород в сложных веществах проявляет чаще степень окисления **-2**, за исключением соединения с фтором: $F_2^{-1}O^{+2}$.

4) Для многих атомов характерно наличие нескольких степеней окисления. Отрицательные значения степени окисления имеют только неметаллы. Например, сера проявляет степени окисления: **-2, +4, +4, +6**. Азот проявляется степень окисления от **-3 до +5**. Хлор, бром, йод проявляются степени окисления: **-1, +1, +3, +5, +7**.

5) Водород в соединениях с металлами имеет степень окисления: **-1**, в соединениях с неметаллами степень окисления водорода: **+1**.

6) Отрицательные значения степени окисления имеют только неметаллы.

7) Металлы не имеют отрицательных степеней окисления, поэтому низшая степень окисления металла равна 0. Высшая степень окисления совпадает с номером группы для химических элементов, расположенных в главных подгруппах таблицы Д. И. Менделеева.

8) Металлы IA группы проявляют степень окисления: **+1**.

9) Металлы IIA группы проявляют степень окисления: **+2**.

10) Медь Cu имеет степень окисления: **+1, +2** или **0**; алюминий Al имеет степень окисления **+3** или **0**.

11) Алгебраическая сумма всех степеней окисления элементов в молекуле равна нулю.

12) В сложных ионах алгебраическая сумма всех степеней окисления равна заряду иона.

13) Степень окисления указывается в формуле после символа элемента сверху соответствующей цифрой, впереди которой ставится знак «+» или «-».

Например:

P_4^0 — степень окисления 0, так как это простое вещество.

O_2^0 — степень окисления 0, так как это простое вещество.

$N^3H_3^{+1}$ — водород с неметаллом азотом проявляет степень окисления +1, общий заряд водорода в молекуле: $(+1) \cdot 3 = +3$. Рассчитаем степень окисления азота: $+3 + x = 0$

$$x = -3$$

$C^{-4}H_4^{+1}$ — водород с неметаллом углеродом проявляет степень окисления +1, общий заряд водорода в молекуле: $(+1) \cdot 4 = +4$. Рассчитаем степень окисления углерода: $+4 + x = 0$

$$x = -4$$

$N_2^{+5}O_5^{-2}$ — кислород всегда проявляет степень окисления -2, общий заряд кислорода в молекуле: $(-2) \cdot 5 = -10$. Рассчитаем степень окисления азота:

$$-10 + 2x = 0$$

$$x = 10/2$$

$$x = +5$$

В ходе окислительно-восстановительных реакций атомы изменяют степень окисления благодаря процессу передачи электронов. **Окисление** — процесс отдачи электронов. **Восстановление** — процесс присоединения электронов.

Окислитель — это атом, молекула или ион, который принимает электроны и при этом понижает свою степень окисления, т.е. восстанавливается.

Восстановитель — это атом, молекула или ион, который отдает электроны и повышает свою степень окисления, т. е. окисляется.

Типичные восстановители:

- металлы;
- соединения элементов в низших степенях окисления (NH_3 , H_2S , HBr , HI и др.), в которых есть химические элементы, у которых заполнены все орбитали и они способны отдавать электроны.

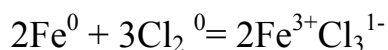
Типичные окислители:

- неметаллы — чем больше электроотрицательность, тем сильнее выражены окислительные свойства;
- ионы металлов в высоких степенях окисления (Fe^{3+} , Sn^{4+} , Mn^{4+} и др.);
- соединения элементов в высших степенях окисления ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $NaBiO_3$, HNO_3 , H_2SO_4 (конц.) и др.), у которых уже отданы все валентные электроны и они в химических реакциях способны только присоединять электроны, т.е. быть окислителями.

Соединения элементов в промежуточных степенях окисления могут проявлять и окислительные и восстановительные свойства в зависимости от окислительно-восстановительных свойств второго реагента. Например, HNO_2 , H_2SO_3 , H_2O_2 и др.

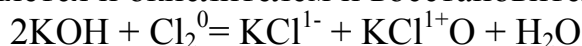
Классификация окислительно-восстановительных реакций:

- межмолекулярный окислительно-восстановительные реакции — реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав разных веществ:



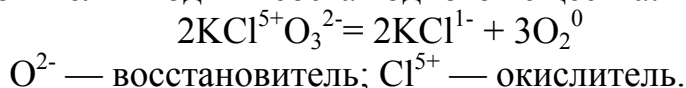
восст. окисл.

• реакции диспропорционирования — элемент в промежуточной степени окисления является и окислителем и восстановителем:



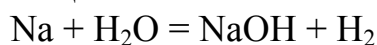
хлор — и окислитель и восстановитель

• реакции внутримолекулярного окисления и восстановления — окислитель и восстановитель входят в состав одного вещества:



Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса

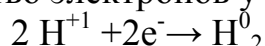
1. Записать уравнение реакции.



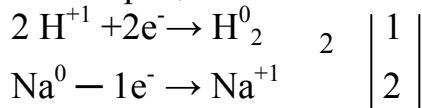
2. Проставить степени окисления элементов, которые изменяются в ходе химической реакции.



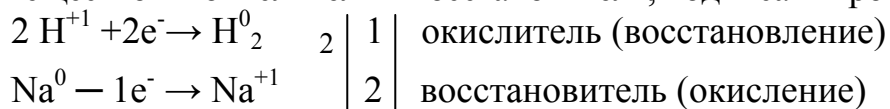
3. Отдельно выписать процесс окисления и восстановления. При этом указать, какое количество электронов участвовало в каждом процессе.



4. Найти общее количество электронов, участвующих в данном окислительно-восстановительном процессе.



5. Указать вещество — окислитель и восстановитель, подписать процесс.



6. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительном уравнении реакции.



5. Задания для самостоятельной работы:

1. Дайте определение понятиям:

окислительно-восстановительная реакция; степень окисления; восстановитель; окислитель; восстановление; окисление.

2. Для указанных элементов в формулах приведенных соединений или ионов определите степень окисления.

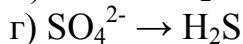
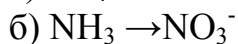
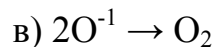
• фосфора в: P_4 , K_3PO_4 , HPO_3 , PO_4^{3-} , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

• углерода в: CO , C , CO_2 , KHCO_3 , Al_4C_3 .

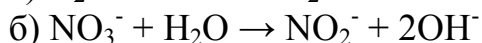
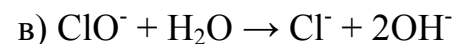
3. Расставьте степени окисления в веществах.

H_2SO_4 , HNO_2 , H_2S , N_2 , K_2CrO_4 , FeO , N_2O , HClO , K_3N , Cl_2O_3 .

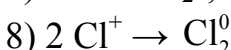
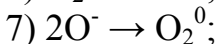
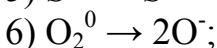
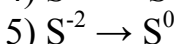
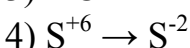
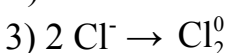
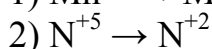
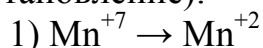
4. Выберите процессы окисления:



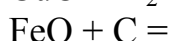
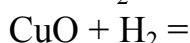
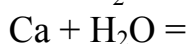
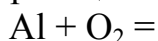
5. Выберите процессы восстановления:



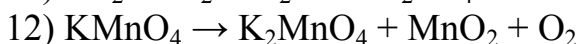
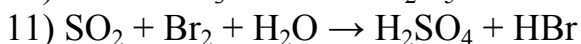
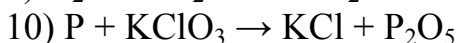
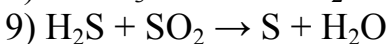
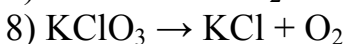
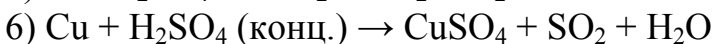
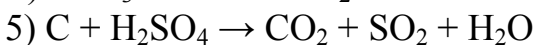
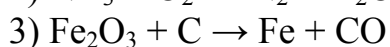
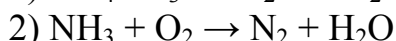
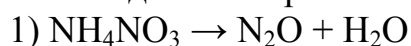
6. В приведенных схемах электронного баланса укажите число отданных или принятых электронов; охарактеризуйте процесс (окисление или восстановление):



7. Закончите уравнения химических реакций. Расставьте коэффициенты в реакциях методом электронного баланса:



8. Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса и укажите тип реакции.



РАЗДЕЛ 5. СТРОЕНИЕ АТОМА

1. Научно-методическое обоснование

В химии атом рассматривается как наименьшая частица вещества, зная строение которой можно объяснить причину появления химических связей между атомами в молекулах, валентность, степень окисления и т.д.

2. Цель раздела: сформировать представление у слушателей о современных взглядах на строение атома.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения после занятия должен:

- знать историю изучения строения атома;
- знать модель строения атома;
- знать понятия: химический элемент, изотоп, массовое число, нейтрон, протон, электрон, атомная орбиталь, спин, электронная плотность и облако;
- уметь объяснить состояние электрона в атоме;
- уметь охарактеризовать квантовые числа.

4. Требования к исходному уровню знаний.

Для успешного изучения данного раздела необходимо вспомнить:

- что изучает химия;
- определение понятия «ион»;
- классификацию ионов по заряду и строению.

5. Учебный материал:

СТРОЕНИЕ АТОМА

Все вещества состоят из атомов, молекул или ионов.

Атом — наименьшая электронейтральная частица вещества, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, вращающихся вокруг него, химически и физически неделимая.

По современным представлениям **ядра атомов** состоят из **протонов** и **нейтронов**, общее название которых **нуклоны**.



Протон и нейтрон имеют одинаковую массу, но различный заряд. Принято считать **массу протона и нейтрона** равной **1 а.е.м.** Протон заряжен положительно, нейтрон не имеет заряда. Поэтому **заряд ядра** определяется **количеством протонов** в ядре.

Порядковый номер (Z) химического элемента в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева указывает на коли-

чество протонов в ядре. $\text{№}_{\text{хим. элемента}} = Z$, где Z — это количества протонов в ядре:

$$Z = \sum {}^1_1\text{p}^+$$

Чтобы атом был электронейтральным, положительный заряд компенсируется отрицательным зарядом электронов. Электрон обозначается — e^-

Электроны имеют **отрицательный заряд**. В атоме **количество протонов всегда равно количеству электронов**.

$$\sum {}^1_1\text{p}^+ = \sum \text{e}^-$$

$$N = \sum \text{e}^-$$

$$N = Z,$$

где N — количество электронов в электронейтральном атоме.

Округленное значение относительной массы атома примерно равно сумме масс протонов и нейтронов.

$$Ar = \sum {}^1_1\text{p}^+ + \sum {}^1_0\text{n}$$

$$N = \sum {}^1_0\text{n}$$

$$Ar = Z + N$$

Изотопы — атомы, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов в ядре.

Изотопы водорода

Протий



$$Ar = 1$$

$$\begin{aligned}\sum {}^1_1\text{p}^+ &= 1 \\ \sum {}^1_0\text{n} &= 0\end{aligned}$$

Дейтерий



$$Ar = 2$$

$$Ar = \sum {}^1_1\text{p}^+ + \sum {}^1_0\text{n}$$

$$\begin{aligned}\sum {}^1_1\text{p}^+ &= 1 \\ \sum {}^1_0\text{n} &= 1\end{aligned}$$

Тритий



$$Ar = 3$$

$$\begin{aligned}\sum {}^1_1\text{p}^+ &= 1 \\ \sum {}^1_0\text{n} &= 2\end{aligned}$$

В таблице Д. И. Менделеева приведены средние значения относительных масс элементов с учетом их изотопного состава. Все относительные атомные массы элементов округляют до целого числа согласно правил округления, исключением является хлор: $Ar(\text{Cl}) = 35,5$.

Химический элемент — вид атомов с определенным зарядом ядра.

Строение электронных оболочек атома.

Согласно современным представлениям электрон может вращаться в любой точке околоядерного пространства. Эта часть пространства вокруг ядра получила название — электронное облако. **Электронное облако** — область пространства, где может находиться электрон.

Но чаще электроны вращаются в определенной части пространства — электронной орбитале. **Электронная орбиталь** — область пространства вокруг ядра, где вероятность нахождения электрона равна **90%**.

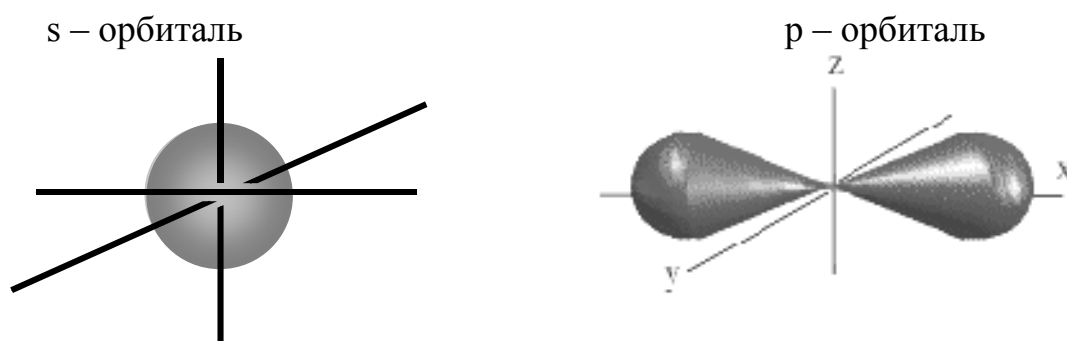
Электроны располагаются вокруг ядра по электронным слоям, которые называются **энергетические уровни**.

Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором расположен атом в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

Энергетические уровни нумеруют 1, 2, 3, 4, и так далее или обозначают прописными буквами латинского алфавита: K, L, M, N, O, P, Q.

На каждом энергетическом уровне есть энергетические подуровни, представленные электронными орбиталями (таблица 3). Все электронные орбитали различаются энергией, формой и числом.

Различают следующие электронные орбитали:



p – орбитали располагаются под углом девяносто градусов в трех взаимно перпендикулярных плоскостях, и их названия образованы от названия соответствующих осей:

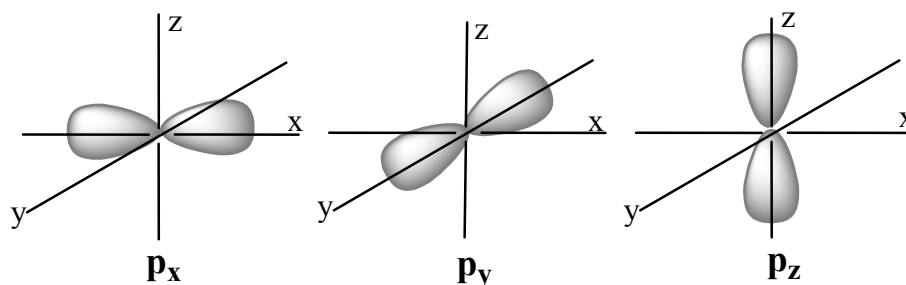


Таблица 3 — Распределение энергетических уровней и подуровней

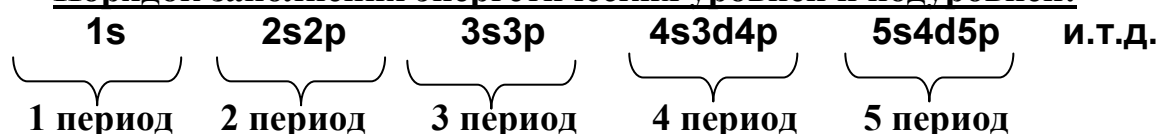
Энергия энергетического уровня растет ↓	Энергетический уровень	Энергетические подуровни	Число орбиталей
	1	s	1
	2	s p	1 3
	3	s p d	1 3 5
	4	s p d f	1 3 5 7

Каждый электрон обладает собственным колебательным движением, которое называется спин электрона. **Спин** — определяет направление вращения электрона вокруг своей оси. Принимает значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$ или $\uparrow$ и $\downarrow$.

Электроны заполняют энергетические уровни и подуровни согласно следующих законов и принципов:

Закон (принцип) наименьшей энергии — электроны сначала заполняют энергетический уровень с меньшей энергией. Чем ближе энергетический уровень расположен к ядру, тем меньшей энергией он обладает и наоборот.

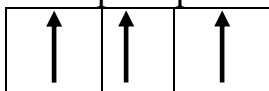
Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней:



Принцип Паули — в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел. На одной электронной орбитали может находиться не более **двух** электронов с **противоположно направленными спинами**.

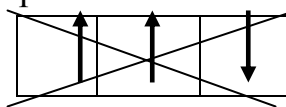
Правило Хунда — на одном энергетическом подуровне электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимален.

Например: 3 электрона на p-подуровне располагаются так:



Правильно

$$+\frac{1}{2} \quad +\frac{1}{2} \quad +\frac{1}{2} = +1\frac{1}{2}$$



Неправильно

$$+\frac{1}{2} \quad +\frac{1}{2} \quad -\frac{1}{2} = +\frac{1}{2}$$

6. Задания для самостоятельной работы:

1. Дайте определение понятиям:

атом; ион; изотоп; электронная орбиталь; спин; химический элемент.

2. Согласно правила Хунда и принципа Паули, расположите

- а) 4 электрона на p-подуровне;
- б) 5 электронов на d-подуровне;
- в) 6 электронов на d-подуровне;
- г) 7 электронов на f-подуровне.

3. Расскажите о различиях в составе изотопов водорода.

4. Приведите электронную конфигурацию атомов:

- | | |
|---------------|--------------|
| а) гелия; | д) хлора; |
| б) азота; | е) кальция |
| в) серы; | ж) железа; |
| г) кислорода; | з) марганца; |

5. Сколько электронов находится на s-подуровнях в атоме: Li, Mg, K?
6. Сколько электронов находится на предвнешнем энергетическом уровне в атоме Ti; Na; As?
7. Сколько полностью заполненных электронных орбиталей имеет атом: B, S; C; Be?
8. Приведите электронную конфигурацию атома N, и ионов N^{3-} , N^{5+} . Чем отличается электронная конфигурация атома и ионов?
9. Во время ядерных испытаний атмосфера загрязняется радиоактивными веществами. Особенно опасны изотопы: **стронций-90, йод-131**. Напишите символы этих химических элементов. Укажите число протонов и нейтронов, содержащихся в ядре каждого из них.
10. Могут ли электроны Al^{3+} находиться на следующих орбиталях: **2p, 1p, 3d**?
11. Атом элемента имеет следующую электронную конфигурацию: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$** . Укажите:
- Название элемента.
 - Порядковый номер элемента.
 - Число энергетических уровней в электронной оболочке этого атома.
 - Валентность в соединениях с водородом.

РАЗДЕЛ 6.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

1. Научно-методическое обоснование

Взаимосвязь между строением атома и химическими свойствами атома прослеживается в периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева. Строение электронных оболочек атомов находится в строгом соответствии с положением элемента в периодической системе, поэтому периодическая повторяемость свойств элементов зависит от периодической повторяемости электронных структур атомов. К числу таких свойств относятся атомный радиус, электроотрицательность, степень окисления. Зная строение периодической системы можно предсказать химические свойства простого вещества, определить значение его главного квантового числа, степень окисления, количество протонов, нейтронов в его ядре.

2. Цель раздела: сформировать представление у слушателей о взаимосвязи строения атома с его химическими свойствами на основе изучения периодического закона и периодической системы Д. И. Менделеева.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения после занятия должен:

- знать понятия: период, группа (главная и побочная), степень окисления, радиус атома, порядковый номер элемента;
- уметь объяснять периодическое изменение химических свойств элементов по периоду и группе;
- уметь применять полученные теоретические знания при решении заданий;
- уметь пользоваться научным химическим языком. Владеть химической терминологией на русском языке.

4. Требования к исходному уровню знаний.

Для успешного изучения данного раздела необходимо вспомнить определения понятий:

- химический элемент;
- ион;
- атом;
- электроотрицательность;
- степень окисления.

Необходимо повторить правила расчета степени окисления элементов в составе сложных веществ.

5. Учебный материал

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Периодический закон Д. И. Менделеева — свойства простых веществ и их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Периодическая система элементов является графическим отображением периодического закона. Она состоит из вертикальных столбцов (групп) и горизонтальных рядов (периодов), на пересечении которых располагаются клетки с символами химических элементов. Все клетки химических элементов пронумерованы — **порядковый номер**, химические элементы расположены в периодической системе в порядке увеличения их атомных масс.

Порядковый номер химического элемента численно равен заряду ядра, то есть показывает количество протонов в ядре химического элемента.

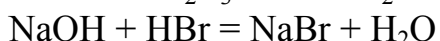
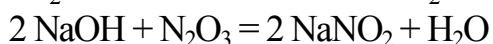
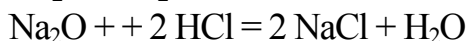
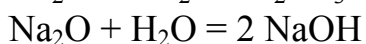
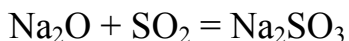
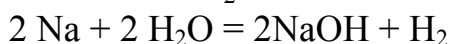
Период — горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов их ядер и атомных масс, в котором имеет место закономерное изменение свойств — от металлических через амфотерные к неметаллическим свойствам, и заканчивающийся инертным газом.

Периоды пронумерованы от 1 до 7. Различают периоды:

- малые — это 1, 2 периоды;
- большие — это 3, 4, 5, 6, 7 периоды.

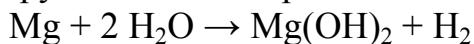
Каждый период (за исключением первого) начинается щелочным металлом, следующий металл относится к щелочно-земельным металлам. Далее химические свойства элементов периода меняются к амфотерным, затем к неметаллическим свойствам и заканчивается каждый период инертным газом. Рассмотрим 3 период:

- начинается период типичным металлом — натрием:



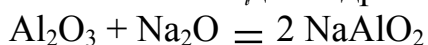
Как активный (щелочной) металл, натрий реагирует с неметаллами, водой, кислотными оксидами, такие же свойства проявляет его оксид и гидроксид. Во всех реакциях металлический натрий — восстановитель, отдает 1 электрон. Его степень окисления равна +1.

- следующий металл — магний, проявляющий типичные металлические (восстановительные) свойства, но не так ярко. Например, с водой он реагирует только в определенных условиях.



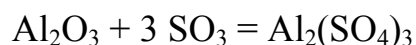
раскал. кипящая
стружка

• далее амфотерный металл — алюминий, для которого характерны реакции взаимодействия со щелочами и кислотами, подобные свойства проявляют его оксид и гидроксид:



натрий метаалюминат

соль метаалюминиевой кислоты HAlO_2

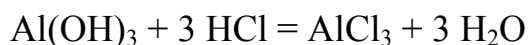


алюминий сульфат



натрий гексагидроксоалюминат

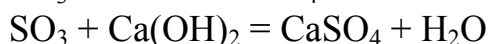
комплексная соль



алюминий хлорид

Амфотерные свойства — это кислотно-основная двойственность, проявляющаяся во взаимодействии с веществами основного и кислотного характера.

• затем в 3 периоде идет сера, для данного простого вещества, а также оксидов серы характерны типично кислотные свойства (окислительные свойства).



• заканчивается период инертным в химическом отношении газом — аргоном.

Диагональ, проведенная в периодической системе от водорода к астату, делит все элементы на металлы и неметаллы. Над диагональю расположены неметаллы, под — металлы.

Группа — вертикальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов их ядер и атомных масс, с одинаковой конфигурацией внешнего электронного уровня или внешнего и предвнешнего электронных уровней.

Группы нумеруют римскими цифрами от I до VIII. Различают группы — *главные и побочные*. В главные группы (обозначаются — А) входят элементы всех периодов. Побочные группы (обозначаются — В) состоят только из металлов и начинаются с 4 периода. Химические свойства соединений наиболее близки по группам. Это связано с тем, что для каждой группы элементов одинаково строение внешнего энергетического уровня, т.е. количество внешних (валентных) электронов у них одинаково. Поэтому степени окисления, валентности, строение оксидов, гидроксидов и кислот у элементов одной группы одинаково.

У элементов главных подгрупп **число электронов** на внешнем электронном уровне равно **номеру группы**. Для большинства элементов (кроме фтора, кислорода и азота) номер группы совпадает с **высшей валентностью и высшей степенью окисления**. Для многих атомов характерно наличие нескольких степеней окисления. Высшее положительное значение степени окисления элемента, как правило, равно номеру группы, в которой расположен элемент. Низшее отрицательное значение степени окисления элемента равно: **№ (группы) - 8**.

Исключения:

Фтор — высшая валентность I, степени окисления только 0 или -1.

Кислород — валентность II или III, степень окисления 0, -1, -2. В веществе OF_2 степень окисления у кислорода +2.

Азот — высшая валентность IV, степени окисления от -3 до +5.

Отрицательные значения степени окисления имеют только неметаллы. Металлы не имеют отрицательных степеней окисления, поэтому низшая степень окисления металла равна 0.

В зависимости от химических свойств в таблице Д.И.Менделеева можно различить следующие группы химических элементов:

IA — щелочные металлы (типичные, очень активные металлы, сильнейшие восстановители).

IIA — щелочноземельные металлы (кроме магния и бериллия).

VA — пниктогены.

VIA — халькогены, проявляют типичные свойства неметаллов, сильные окислители.

VIIA — галогены (типичные неметаллы, сильнейшие окислительные свойства, их молекулы двухатомны)

VIIIA — инертные газы (химически инертные вещества, их молекулы одноатомны)

Физический смысл периодического закона заключается в периодической повторяемости строения внешнего электронного уровня атомов, следовательно, и периодическому повторению химических свойств элементов.

Исходя из физического смысла периодического закона, периодически меняются следующие характеристики атомов в периодической таблице:

по периоду:

- металлические (основные) свойства слева направо ($\rightarrow$) уменьшаются;
- неметаллические свойства слева направо ($\rightarrow$) увеличиваются;
- электроотрицательность слева направо ($\rightarrow$) растет;
- радиус атома слева направо ($\rightarrow$) уменьшается.

в группе:

- металлические свойства сверху вниз ($\downarrow$) растут;
- неметаллические свойства сверху вниз ($\downarrow$) уменьшаются;
- электроотрицательность сверху вниз ($\downarrow$) уменьшается;
- радиус атома сверху вниз ($\downarrow$) растет.

6. Задания для самостоятельной работы

1. Дайте определение понятиям:

периодический закон Д. И. Менделеева, порядковый номер химического элемента, период, амфотерные свойства, группа, степень окисления, физический смысл периодического закона.

2. Перечислите элементы подгрупп IIIA, IVB.

3. Укажите число периодов и групп в периодической системе.
4. Почему свойства лития и натрия схожи?
5. У какого элемента ярче выражены неметаллические свойства: германий, свинец, олово? Почему?
6. Чем объясняется сходство химических свойств элементов VA подгруппы?
7. Назовите самый электроотрицательный элемент. Ответ обоснуйте.
8. Как меняются атомные радиусы элементов сверху вниз по подгруппе, справа налево по периоду?
9. У какого элемента металлические свойства выражены сильнее — мышьяка или фосфора?
10. Какие характеристики атома монотонно возрастают в периодической системе?
11. Какова степень окисления элемента в оксиде:
 Cu_2O , N_2O_5 , SO_2 , CO , Ag_2O , P_2O_3 , CrO_3 .
12. Охарактеризуйте элементы C, N, P, Cl, Ca по следующей схеме:
 - 1) Порядковый номер.
 - 2) Относительная атомная масса.
 - 3) Число протонов, нейтронов, электронов.
 - 4) Электронная конфигурация.
 - 5) Номер периода.
 - 6) Номер группы.
 - 7) Металлы или неметаллы.
 - 8) Проявляет окислительные или восстановительные свойства.
 - 9) Высшая валентность.
 - 10) Высшая степень окисления.
 - 11) Формула высшего оксида, кислоты.
13. Расположите оксиды в порядке возрастания их кислотных свойств:
 - 1) Оксид фосфора (V).
 - 2) Оксид мышьяка (V).
 - 3) Оксид азота (III).
 - 4) Оксид сурьмы (III).
 - 5) Оксид азота (V).
14. Расположите элементы в порядке возрастания их металлических свойств:

кислород, полоний, сера, теллур, селен
15. Атом элемента имеет следующую электронную конфигурацию:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Укажите:
 - Название элемента.
 - Порядковый номер элемента.
 - Число энергетических уровней в электронной оболочке этого атома.
 - Валентность в соединениях с водородом.
16. Химический элемент образует водородное соединение типа H_2X и находится в 3 периоде. Назовите этот химический элемент. Укажите его порядковый номер. Составьте формулы его высшего оксида, отметьте его характер.

РАЗДЕЛ 7. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Научно-методическое обоснование

Атомы подавляющего количества элементов в индивидуальном одноатомном состоянии не существуют, так как могут взаимодействовать между собой или с атомами других элементов, образуя при этом более или менее сложные частицы. Следовательно, существует причина, по которой атомы «связываются» друг с другом.

2. Цель раздела: сформировать навык общения у слушателей на научном химическом языке по разделу химическая связь.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения должен:

➤ знать понятие: химическая связь, молекула, метод молекулярных орбиталей, электростатический характер химической связи, полярность связи, электроотрицательность, диполь, ковалентная полярная и неполярная химическая связь, ионная связь, металлическая связь;

➤ уметь охарактеризовать строение молекулы с помощью метода молекулярных орбиталей;

➤ уметь объяснить различия ионной, металлической и ковалентной химической связи;

➤ *уметь пользоваться научным химическим языком. Владеть химической терминологией на русском языке.*

4. Требования к исходному уровню знаний

Для успешного изучения данного раздела необходимо вспомнить определения понятий:

- химический элемент;
- ион;
- атом;
- электроотрицательность;
- степень окисления.

5. Учебный материал:

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

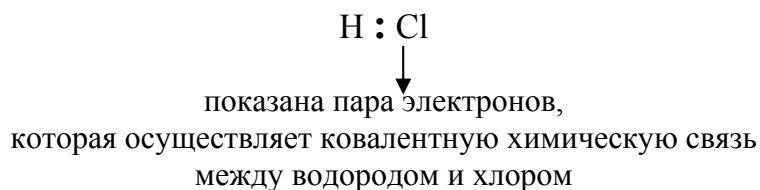
Химическая связь — это результат взаимодействия 2 и более атомов, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы, частным случаем которой является молекула.

Молекула — это электронейтральная, устойчивая многоатомная система, состоящая из взаимосвязанных ядер атомов и электронов.

Природа любой химической связи — электростатическое притяжение разноименно заряженных частиц.

1. Виды химической связи

I. Ковалентная химическая связь — связь между атомами посредством образования общих электронных пар.



II. Ионная химическая связь осуществляется за счет электростатического притяжения между ионами металла и неметалла. Соединения, образованные путем притяжения ионов, называются ионными.

III. Металлическая связь — химическая связь, осуществляемая электронами в кристалле любого металла.

VI. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса) — химическое взаимодействие между структурными частицами вещества, обусловленное их зарядами, пространственной геометрией и т.д.

Самый известный пример межмолекулярных взаимодействий — водородная связь (рисунок 3).

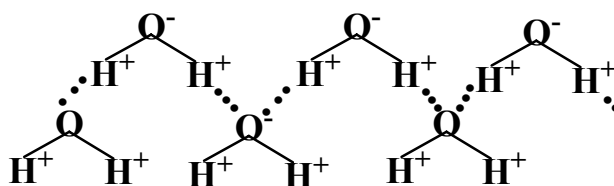


Рисунок 3 — Наличие водородных связей между молекулами воды

Молекулы воды в жидком состоянии образуют ассоциаты, связанные водородными связями. Так, вещество с аналогичным строением и более высокой молекулярной массой, сероводород H_2S — является газом при комнатной температуре, в то время как вода при тех же условиях — жидкость.

2. Ковалентная химическая связь

Ковалентная химическая связь — это самый распространенный тип химической связи, представленный между атомами неметаллов. В органических соединениях практически все связи являются ковалентными полярными или неполярными.

В настоящее время известно два вида ковалентной химической связи: ковалентная полярная и ковалентная неполярная химическая связь.

Ковалентная неполярная связь — образована атомами одного химического элемента.

Например: молекулы H_2 ; Cl_2 , F_2 содержат ковалентную неполярную связь.

Ковалентная полярная связь — представлена в молекулах, чьи атомы различаются электроотрицательностью.

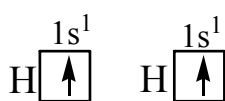
Например: Молекулы H_2O , CO , NH_3 содержат ковалентные полярные связи.

Существует несколько методов описания ковалентной химической связи. Рассмотрим метод валентных связей для характеристики образования ковалентной химической связи.

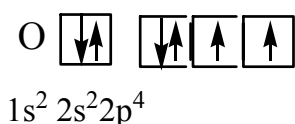
3. Метод валентных связей (МВС)

1) Ковалентную химическую связь образуют только электроны, расположенные на внешнем энергетическом уровне. То есть, электроны наиболее удаленные от ядра. Количество неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне равно количеству ковалентных связей, которые может образовать данный атом.

Например: в образовании молекулы воды участвуют 2 атома водорода и 1 атом кислорода. Запишем электронные конфигурации этих атомов.



Каждый атом водорода содержит по 1 неспаренному электрону, поэтому водород может образовывать по одной ковалентной связи.

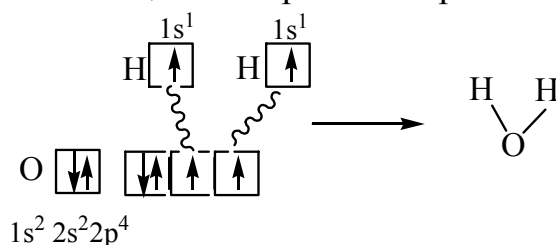


Атом кислорода содержит по два неспаренных электрона, поэтому он может образовывать по две ковалентные связи.

2) Механизм образования ковалентной химической связи.

а) обменный механизм образования ковалентной химической связи.

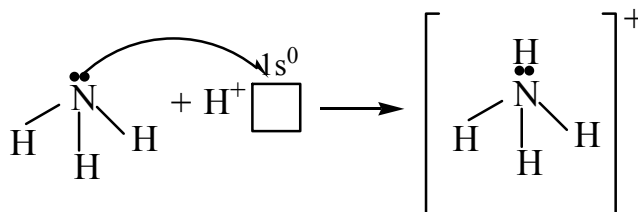
Электронные орбитали неспаренных электронов перекрываются — таким образом, образовывается общая электронная пара.



б) донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

Атом-донор предоставляет свободную электронную пару, а атом-акцептор предоставляет свободную орбиталь.

Например: в образовании иона аммония (NH_3) атомом-донором является азот, атомом-акцептором ион водорода H^+ . Схематично данный процесс можно изобразить так:

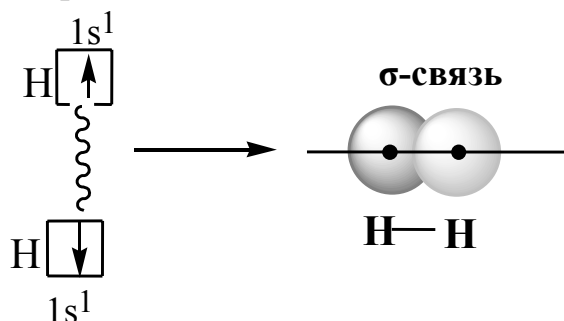


молекулаион
аммиакааммония

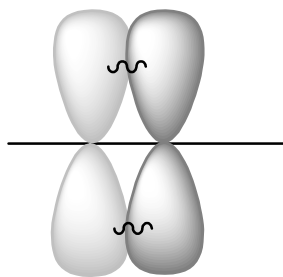
3) Необходимым условием образования ковалентной связи является **антипараллельность спинов электронов**, образующих электронную пару.

4) Различают σ - и π – связи.

σ -связь — ковалентная связь, которая образовалась вдоль линии, соединяющей центры ядер атомов.



π -связь — связь, которая образуется в плоскости перпендикулярной линии образования σ -связи. Возникает между p-орбиталями.



π -связь между p-орбиталями

5) При образовании ковалентной связи между разными атомами общая электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома.

Например: при образовании молекулы HCl общая электронная пара смещается в сторону хлора, так как хлор более электроотрицательный химический элемент.



Если разница электроотрицательности значительна, то более электроотрицательный атом заряжается отрицательно или приобретает частично отрицательный заряд (δ^-). Менее электроотрицательный атом из-за того, что от него отодвигается электронное облако приобретает частично положительный заряд (δ^+). А вся молекула называется диполем — часть которого заряжена положительно, другая отрицательно. Важнейшими диполем в живой природе является молекула воды.

Молекула воды имеет угловое строение и сильно полярна, это связано с составом и строением молекулы. Кислород, являясь очень электроотрицательным элементом, притягивает электронную плотность от двух атомов водорода к себе и, кроме того, содержит **две неподеленные собственные электронные пары**. В результате этого на кислороде аккумулируется

очень значительный отрицательный заряд, на водороде — положительный заряд. Иными словами молекула воды — диполь, молекула, у которой есть два заряда, положительный и отрицательный (рисунок 4).

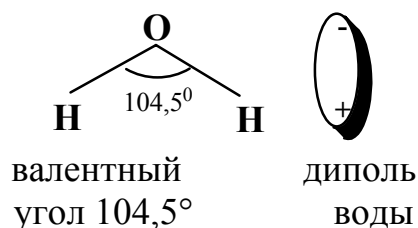


Рисунок 4 — Строение молекулы воды

б) Если ковалентная химическая связь образована одной парой электронов, то такая связь называется — **одинарная связь**.

Двойная ковалентная связь — это связь, которая образована двумя парами общих электронов.

Тройная связь — это ковалентная химическая связь, которая образована тремя парами общих электронов.

Часто двойную и тройную связь называют — **кратной химической связью**.

7) Если между атомами есть кратная связь, то одна из них будет σ -типа, остальные π -ипа.

6. Задания для самостоятельной работы:

1. Ответьте на вопросы:

- а) Что такое химическая связь?
- б) Что такое ковалентная химическая связь? Чем различается ковалентная полярная и ковалентная неполярная связь?
- в) Что такое электроотрицательность? Какой атом имеет наибольшее значение электроотрицательности? Какие вещества обладают наименьшими значениями электроотрицательности?
- г) Что такое диполь? Приведите примеры молекул-диполей.
- д) Какие электроны участвуют в образовании ковалентной химической связи? Какой должен быть спин у электронов, участвующих в образовании ковалентной химической связи?
- е) На примере образования иона аммония охарактеризуйте донорно-акцепторный способ образования ковалентной химической связи.
- ж) Что такое одинарная и кратная ковалентная химическая связь?

2. Пользуясь электронными конфигурациями атомов N, Cl, F, O, C, S, Ca, Fe из предыдущего задания, ответьте на вопросы:

а) Сколько ковалентных связей может образовывать каждый атом? Почему?

б) Расположите эти атомы в порядке возрастания их электроотрицательности. Какой из них самый электроотрицательный элемент?

в) Какие элементы наименее электроотрицательные?

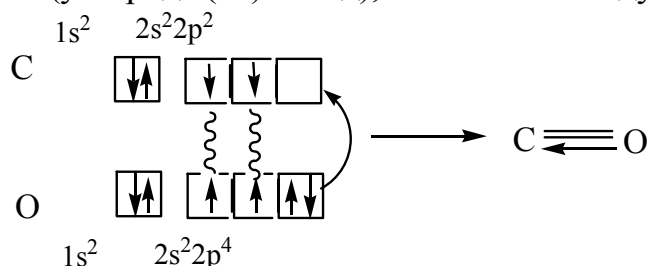
г) Составьте из предложенных атомов не менее трех молекул с ковалентной полярной и не менее трех молекул с ковалентной неполярной связями.

д) Какой механизм образования ковалентной химической связи в рассматриваемых молекулах — обменный или донорно-акцепторный? Почему?

3. Из предложенного списка выпишите вещества с ковалентной полярной связью, покажите стрелкой, к какому атому смещается электронное облако. Какой заряд приобретает каждый атом в данных молекулах?

NH₃, HCl, O₃, FeNa₃, SiO₂, CH₄, Ca, P₄, CO₂, PI₃, F₂O, PH₃.

4. Пользуясь схемой, отражающей образования ковалентной связи в молекуле угарного газа (углерода (III) оксид), ответьте на следующие вопросы:



а) Сколько ковалентных связей образует атом углерода? Почему?

б) Почему спин неспаренных электронов у атомов углерода и кислорода на схеме антипараллельный?

в) Какая связь в молекуле оксида: полярная или неполярная? Почему?

г) Сколько σ -связей в данной молекуле? Сколько π -связей?

д) Какие электроны участвуют в образовании ковалентной химической связи?

е) Какой атом является донором электронов, какой — акцептором?

ж) Сколько связей образовано по обменному механизму? Сколько связей образовано по донорно-акцепторному?

5. Пользуясь методом валентных связей, охарактеризуйте образование ковалентной химической связи в молекулах

а) N₂,

г) Cl₂,

б) HF,

д) HCl,

в) H₂O,

е) H₂S.

6. Пользуясь схемами, составленными в предыдущем задании, ответьте на вопросы:

а) В каких молекулах связи ковалентные полярные или неполярные?

б) К какому атому при ковалентной полярной связи смещается электронное облако?

в) В каких молекулах и к какому атому смещается электронное облако? Какие атомы при этом приобретают частично положительный заряд?

7. Какие связи δ или π могут образовывать данные орбитали при перекрывании?

а) s и s-орбитали

б) s и p-орбитали

в) p и p-орбитали

Ответ подтвердите рисунком.

РАЗДЕЛ 8. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Научно-методическое обоснование

Химическая кинетика — раздел химии, задача которого — объяснение качественных и количественных изменений химических процессов, происходящих во времени; выявление механизма реакции и количественное описание химической реакции.

Химическая реакция не всегда «доходит до конца», другими словами, исходные вещества не всегда полностью превращаются в продукты реакции. Это происходит потому, что по мере накопления продуктов реакции могут создаться условия для протекания реакции в противоположном направлении. Такое состояние, когда скорость прямой и обратной реакции одинаковы, в реакционной системе характеризуется понятием **химическое равновесие**. Смещение последнего возможно при действии внешних факторов на систему и описывается принципом Ле-Шателье.

2. Цель раздела: сформировать представление у слушателей о скорости химической реакции, факторах влияющих на нее, позволяющих устанавливать строгие соотношения между скоростью процесса и изменения количества реагентов или продуктов реакции. Сформировать представление у слушателей о состоянии химического равновесия и условиях его смещения.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения после занятия должен:

- знать понятия: химическая реакция, реагенты, продукты реакции, скорость химической реакции, катализатор; обратимая и необратимая химическая реакция; константа химического равновесия, химическое равновесие;
- уметь объяснить влияние концентрации реагирующих веществ, температуры, катализатора на скорость химической реакции;
- уметь объяснить принцип Ле-Шателье;
- уметь применять полученные теоретические знания при решении заданий.

4. Учебный материал:

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Скорость химической реакции

Реакции протекают либо в одной фазе (все вещества находятся в одном агрегатном состоянии), либо в неоднородной фазе (например, между газом и твердым веществом). В первом случае реакции называются **гомогенными** и идут во всем объеме, заполненном реагентами, а во втором —

гетерогенными и идут на поверхности соприкосновения веществ, называемой поверхностью раздела фаз.

Скорость гомогенной реакции определяется количеством вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате реакции за единицу времени в единице объема.

$$\mathcal{G}_{(\text{гомог.})} = \pm \frac{n_2 - n_1}{V \cdot \Delta \tau} = \pm \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta \tau}$$

где $\Delta n = n_2 - n_1$ — изменение количества вещества;

$\Delta \tau$ — интервал времени;

V — объем системы (раствора; смеси, реагирующих газов).

Из формулы видно, что скорость гомогенной химической реакции измеряют в $\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$ или $\frac{\text{моль}}{\text{м}^3 \cdot \text{с}}$ в системе СИ.

Скорость гетерогенной химической реакции определяется количеством вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности раздела фаз.

$$\mathcal{G}_{(\text{гетер.})} = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta \tau}$$

где $\Delta n = n_2 - n_1$ — изменение количества вещества;

$\Delta \tau$ — интервал времени;

S — площадь поверхности раздела фаз.

Единицы измерения скорости гетерогенной химической реакции — $\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{с}}$.

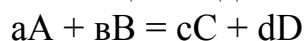
Скорость химической реакции не является величиной постоянной: с течением времени она уменьшается от максимального значения в начальный момент времени до нуля, если реакция необратимая, или до определенного значения, если обратимая. Поэтому значение скорости химической реакции, определяемое по формулам, приведенным выше, является средним в интервале времени $\Delta \tau$.

2. Зависимость скорости реакции от различных факторов

• ЗАКОН ДЕЙСТВУЮЩИХ МАСС (закон Гульдберга-Вааге)

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в некоторую степень, равную стехиометрическим коэффициентам.

Для реакции, записанной в общем виде:



где a, b, c, d — коэффициенты в уравнении химической реакции, закон действующих масс записывается так:

$$\mathcal{G} = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

k — константа скорости химической реакции, независимая от концентрации реагирующих веществ, а зависящая от их природы и температуры.

Закон действующих масс является основным законом химической кинетики. Он применим лишь для реакций, протекающих в гомогенной жидкой или газовой среде. В случае гетерогенных систем закон действующих масс не учитывает концентрации твердых веществ.

- ПРАВИЛО ВАНТ-ГОФФА:

Скорость большинства химических реакций при повышении температуры на каждые 10°C возрастает в 2–4 раза.

Математически правило Вант-Гоффа выражается формулой:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

где v_1 — начальная скорость химической реакции

v_2 — конечная скорость химической реакции

γ — температурный коэффициент скорости химической реакции, показывающий как изменяется скорость химической реакции при изменении температуры на 10°C. γ принимает значения от 2 до 4.

- КАТАЛИЗ и КАТАЛИЗАТОРЫ

Катализ — процесс изменения скорости химической реакции при помощи катализатора.

Катализатор — вещества, принимающие участие в химической реакции, но в состав конечных продуктов не входящие и в результате реакции не расходующиеся.

Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

При *гомогенном катализе* реагирующие вещества и катализатор находятся в одинаковом агрегатном состоянии и между ними отсутствует поверхность раздела фаз.

Например: $2 \text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \xrightarrow{\text{NO}} 2 \text{SO}_{3(\text{г})}$, катализатором является газообразное вещество NO.

В случае *гетерогенного катализа* реагирующие вещества и катализатор находятся в различных агрегатных состояниях и между ними существует поверхность раздела фаз.

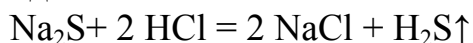
Например: $4 \text{NH}_{3(\text{г})} + 5 \text{O}_{2(\text{г})} \xrightarrow{\text{Pt}} 4 \text{NO}_{(\text{г})} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, катализатором выступает металлическая платина Pt.

3. Химическое равновесие

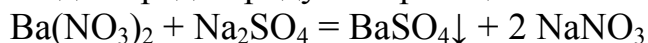
Необратимые химические реакции — химические реакции, идущие в одном направлении и не изменяющие своего направления при изменении температуры и давления.

Химическая реакция необратима, если:

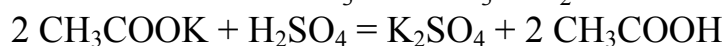
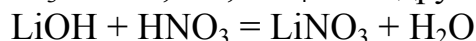
- в ходе реакции выделяется газ:



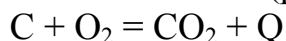
- образуется осадок среди продуктов реакции:



- в ходе реакции образуется малодиссоциирующее вещество — вода (H_2O), слабая кислота (CH_3COOH , HF , NH_4OH и другие), комплексная соль.



- выделяется большое количество тепла (реакции горения):



Обратимая реакция — реакция, идущая одновременно в двух взаимно противоположных направлениях: в направлении образования продуктов реакции и в направлении разрушения продуктов реакции.

Например реакция получения аммиака: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + \text{Q}$

Большинство химических реакций протекает обратимо, то есть идет одновременно в двух направлениях. Реакцию, протекающую слева направо, называют *прямой* ($\rightarrow$), справа налево — *обратной* ($\leftarrow$). В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем уменьшается вследствие уменьшения концентрации реагирующих веществ. И наоборот, обратная реакция в начальный момент времени имеет минимальную скорость, которая увеличивается по мере возрастания продуктов реакции. Наконец, наступает такой момент времени, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной — химическое равновесие.

4. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье

Химическое равновесие — состояние, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. Изменения, происходящие в системе в результате внешних воздействий, определяются принципом подвижного равновесия — **принципом Ле Шателье**:

внешнее воздействие на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, приводит к смещению этого равновесия в направлении, которое ослабляет это воздействие.

ИЗМЕНЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ

- При увеличении концентрации *реагирующих веществ* равновесие смещается в сторону их расходования (в сторону прямой реакции).
- При увеличении концентрации *продуктов реакции* равновесие смещается в сторону их расходования (в сторону обратной реакции).
- При уменьшении концентрации *реагирующих веществ* равновесие смещается в сторону их образования (в сторону обратной реакции).
- При уменьшении концентрации *продуктов реакции* равновесие смещается в сторону их образования (в сторону прямой реакции).

ИЗМЕНЕНИЕ ДАВЛЕНИЯ

(только для реакций, где участвуют ГАЗЫ!)

- При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего объема газообразных веществ.
- При уменьшении давления равновесие смещается в сторону образования большего объема газообразных веществ.

ИЗМЕНЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ

- При повышении температуры равновесие смещается в сторону реакции, идущей с поглощением тепла (в сторону эндотермической реакции).
- При уменьшении температуры равновесие смещается в сторону реакции, идущей с выделением тепла (в сторону экзотермической реакции).

5. Применение принципа Ле Шателье

Рассмотрим реакцию $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$

ИЗМЕНЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ

- При увеличении концентрации H_2 или N_2 равновесие сместится в сторону их расходования, то есть в сторону образования NH_3 ($\rightarrow$).
- При уменьшении концентрации H_2 или N_2 равновесие сместится в сторону их образования ($\leftarrow$).

ИЗМЕНЕНИЕ ДАВЛЕНИЯ

- При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего объема (меньшего количества молей) газообразных веществ, то есть в сторону образования NH_3 ($\rightarrow$). Так как объем продуктов реакции равен 2 молям, а исходных веществ: $3+1 = 4$ (смотри коэффициенты).
- При уменьшении давления равновесие смещается в сторону образования большего объема газообразных веществ, то есть в сторону образования N_2 и H_2 ($\leftarrow$). Так как объем продуктов реакции равен 2 молям, а исходных веществ $3+1 = 4$ (смотри коэффициенты).

ИЗМЕНЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ

- При повышении температуры равновесие смещается в сторону реакции, идущей с поглощением тепла (в сторону эндотермической реакции). Для данной реакции в сторону разложения NH_3 ($\leftarrow$);
- При уменьшении температуры равновесие смещается в сторону реакции, идущей с выделением тепла (в сторону экзотермической реакции). Для данной реакции в сторону образования NH_3 ($\rightarrow$).

5. Задания для самостоятельной работы

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

1. Дайте определение понятиям:

скорость гомогенной реакции, скорость гетерогенной химической реакции, Закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, катализ, катализатор, гомогенный катализ, гетерогенный катализ.

2. Определите среднюю скорость реакции: $A + 2B = C$, если известно, что начальная концентрация вещества В была 0,05 моль/л, а через 5 мин. после начала реакции концентрация вещества В уменьшилась в 2 раза.

3. Как изменится скорость реакции $A + 2B = 2AB$, протекающей в газовой фазе в закрытом сосуде, если:

- а) увеличить давление в 2 раза;
- б) увеличить концентрацию вещества В в 2 раза;
- в) уменьшить концентрацию вещества А в 3 раза?

4. Как изменится скорость химической реакции: $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$ протекающей в закрытом сосуде, если:

- а) уменьшить давление в 2 раза;
- б) увеличить концентрацию вещества O_2 в 4 раза;
- в) увеличить концентрацию вещества А в 2 раза;
- г) увеличить давление в 1,5 раза?

5. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 2 для данного диапазона температур. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30°C до 60°C?

6. Скорость некоторой реакции увеличивается в 2,5 раза при повышении температуры реакционной смеси от 20 до 30°C. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 20°C до 40°C?

7. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3 раза при повышении температуры реакционной смеси от 20 до 30°C. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40°C до 70°C?

8. Скорость реакции при $t = 0^\circ C$ равна 1 моль/л·сек. Вычислите скорость этой реакции при $t = 30^\circ C$, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

9. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз, если известно, что при увеличении температуры на 10°C скорость реакции возрастает в 3 раза?

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Дайте определение понятиям:

необратимые химические реакции, обратимая реакция, химическое равновесие, принцип Ле Шателье.

2. Как будет влиять увеличение давления и температуры на смещение равновесия в системе: $O_{2(г)} + 2CO_{(г)} \rightleftharpoons 2CO_{2(г)} + Q$?

3. В какую сторону смещается равновесие

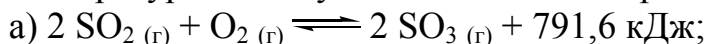


а) при уменьшении концентрации H_2O ;

б) при увеличении температуры;

в) при уменьшении давления.

4. В какую сторону сместится химическое равновесие при уменьшении температуры в следующих химических реакциях:

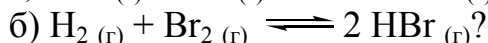
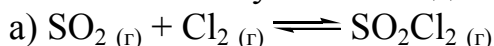


5. В системе $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{B} + \text{Q}$ установилось равновесие. Какое влияние окажут на равновесие:

а) понижение температуры;

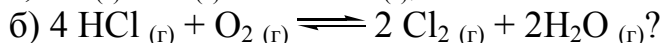
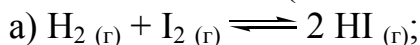
б) катализатор?

6. Как повлияет увеличение давления на равновесие в следующих схемах:



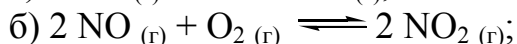
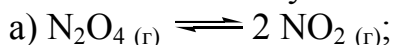
7. Как надо изменить температуру и давление, чтобы равновесие в реакции разложения карбоната кальция $\text{CaCO}_{3(к)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} - 178 \text{ кДж}$ сместилось в сторону продуктов реакции?

8. Сместится ли равновесие в следующих обратимых системах при повышении давления (если сместится, укажите, в какую сторону):



9. Изменением каких параметров можно добиться смещения равновесия в системе: $\text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)} \rightleftharpoons 2 \text{HBr}_{(г)} + 682 \text{ кДж}$ в сторону образования бромоводорода?

10. Как повлияет уменьшение давления на равновесие в реакциях:



РАЗДЕЛ 9. ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ

1. Научно-методическое обоснование

Раствор — это, прежде всего самая обычная среда для протекания всевозможных реакций не только вне организма. Но и в организме человека. Чаще нам приходится иметь дело с водными растворами. Способность растворяться в воде у разных веществ различна. На растворимость влияют внешние факторы: температура, давление. Природа растворителя и растворяемого вещества.

Особый интерес для будущих медиков представляет процесс взаимодействия растворяемого вещества с растворителем. Для многих веществ это явление носит название — гидролиз. Гидролиз широко представлен у многих веществ как неорганических (например, соли), так и у органических (например, алкоголяты).

2. Цель раздела: сформировать навык общения у слушателей на научном химическом языке по разделу растворы.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения должен:

- знать понятие: раствор, растворитель, растворение.
- уметь математически выражать состав растворов через различные виды концентраций растворов, гидролиз;
- уметь применять полученные знания при решении расчетных задач;
- уметь охарактеризовать влияние температуры, давления, природы Растворителя и растворяемого вещества на процесс растворения;
- уметь объяснить сущность растворения — как физико-химического процесса.

4. Требования к исходному уровню знаний

Для успешного изучения данного раздела необходимо вспомнить:

- основные величины химии;
- основные законы химии;
- основные расчетные формулы;
- теория электролитической диссоциации.

5. Учебный материал:

ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ

Раствор — гомогенная система переменного состава, состоящая минимум из двух компонентов: растворителя и растворенного вещества.

Растворитель — компонент, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием раствора.

1. Классификация растворов

По агрегатному состоянию растворы классифицируют на:

- газообразные растворы (воздух);
- жидкие (плазма крови);
- твердые (сплавы).

По размеру частиц, находящихся в растворе, растворы классифицируют на:

- истинные $\alpha < 10^{-9}$;
- коллоидные $10^{-9} < \alpha < 10^{-7}$;
- грубодисперсные $\alpha > 10^{-7}$ (суспензии, эмульсии);

По отношению к электрическому току растворы можно разделить на:

- растворы электролитов — растворы, диссоциирующих на ионы солей, кислот и оснований, пропускающие электрический ток;
- растворы неэлектролитов — растворы веществ, практически не диссоциирующих в воде, не пропускающие электрический ток.

2. Растворение

Растворение — самопроизвольный, обратимый физико-химический процесс, состоящий из 3-х стадий:

I стадия атомизация — разрушение кристаллической решетки растворимого вещества. Данный процесс требует затраты энергии.

II стадия сольватации (гидратации) — это стадия образования сольватных (гидратных) оболочек вокруг частиц растворенного вещества. Данный процесс как правило сопровождается выделением энергии.

III стадия диффузии частиц растворенного вещества по всему объему раствора.

Для твердых веществ процесс растворения всегда сопровождается поглощением энергии. Так как у всех твердых веществ прочные кристаллические решетки и на их разрушение требуется много энергии.

Для газообразных веществ процесс растворения, как правило, сопровождается выделением теплоты, так как не требуется энергии на разрушение кристаллической решетки.

Растворимость — способность вещества растворяться в данном растворителе. Обозначается буквой *S*. Измеряется в г/л, моль/л, г/100 г растворителя.

3. Влияние различных факторов на растворимость веществ

а) Влияние природы растворителя.

На растворимость веществ сильное влияние оказывает природа растворителя: ПОДОБНОЕ РАСТВОРЯЕТСЯ В ПОДОБНОМ. Отсюда следует, что полярные растворители обычно служат хорошими растворителями для других веществ полярного характера. Точно так же неполярные растворители могут служить хорошими растворителями для большинства веществ неполярного или малополярного характера (жиров, лаков, красок и других).

б) Влияние температуры.

Растворение — процесс обратимый, поэтому равновесие данного процесса смещается согласно правилу Ле Шателье. При повышении температуры растворимость газов уменьшается, так как растворение газов носит экзотермический характер. Растворимость твердых веществ в большинстве случаев с ростом температуры увеличивается, так как это эндотермический процесс (энергия затрачивается на разрыв кристаллической решетки).

в) Влияние давления

Подчиняется правилу Ле Шателье. Изменение давления влияет только на растворимость газов!! — при повышении давления растворимость газов увеличивается, а при понижении давления растворимость газов уменьшается.

4. Количественные способы выражения состава растворов

Концентрация раствора — это математическое выражение состава раствора: растворенного вещества к количеству растворителя. Основные способы выражения состава растворов приведены в таблице 4.

Таблица 4 — Количественные способы выражения состава растворов

Вид концентрации раствора	Обозначение	Что показывает данный вид концентрации	Единицы измерения	Формулы расчета
Молярная концентрация	C_M	Отношение количества молей растворенного вещества в 1л раствора	моль/л	$C_M = \frac{n(\text{вещества})}{V(\text{раствора})}$ $C_M = \frac{1000 \cdot T}{M(\text{вещества})}$ $C_M = \frac{10 \cdot \omega(\%) \cdot \rho}{M(\text{вещества})}$
Моляльная концентрация	C_m	Отношение количества вещества к определенной массе растворителя	моль/кг	$C_m = \frac{n(\text{вещества})}{m(\text{растворителя})}$
Массовая доля	ω	Процентное отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора	%	$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}, \text{ где}$ $m(\text{раствора}) = m(\text{вещества}) + m(\text{воды})$ $\omega(\%) = \frac{C_M \cdot M}{10 \cdot \rho}$
Титр	T	Массу растворенного вещества в 1мл раствора	г/см ³ г/мл	$T = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$
Титр	T			$T = \frac{C_M \cdot M(\text{вещества})}{1000}$
Мольная доля	χ	Отношение количества растворенного вещества в общем количестве вещества раствора	%	$\chi = \frac{n(\text{вещества})}{n(\text{раствора})}$

где n — химическое количество вещества, моль;

m — масса, г;

ρ — плотность раствора вещества, г/мл или г/см³;

M (вещества) — молярная масса вещества, г/моль;

V — объем раствора, дм³ или л.

Не забудьте, что ρ (раствора) = $\frac{m}{V}$.

6. Задания для самостоятельной работы

1. Вычислите массовую долю раствора (%), если
 - а) 10 г соли NaCl растворили в 100 г воды;
 - б) 15 г соли K₂SO₄ растворили в 150 г воды;
 - в) 25 г кислоты HBr растворили 100 г воды.
2. Вычислите массы вещества и воды, которые содержатся в:
 - а) 100 г раствора с массовой долей серной кислоты равной 98%;
 - б) 230 г раствора натрия гидроксида с массовой долей вещества равной 20%;
 - в) 145 г раствора калия хлорида с массовой долей вещества равной 9%.
3. Вычислите молярную концентрацию вещества в растворах:
 - а) 10,7 г аммония хлорида в 100 мл раствора;
 - б) 61,8 г натрия бромида в 250 мл раствора;
 - в) 13,05 г бария нитрата в 150 мл раствора.
4. Какую массу калия фосфата и воды нужно взять для приготовления 250 г раствора с массовой долей калия фосфата равной 8%?
5. В воде растворили калия гидроксид массой 11,2г, объем раствора довели до 200 мл. Определите молярную концентрацию полученного раствора.
6. Какую массу натрия нужно взять для приготовления водного раствора гидроксида натрия массой 80 г с массовой долей NaOH 10%?
7. К раствору массой 250г с массовой долей соли 10% прилили воду объемом 150 мл. Определите массовую долю соли в полученном растворе.
8. Вычислите молярную концентрацию, моляльную концентрацию раствора серной кислоты, где массовая доля кислоты равна 20%, плотность раствора равна 1,14 г/мл.
9. 588 г серной кислоты растворили в 1 л воды, получив при этом раствор с плотностью равной 1,335 г/см³. Вычислите молярную, моляльную концентрацию и титр, полученного раствора.
10. Определите молярную концентрацию раствора, полученного при растворении натрия сульфата массой 42,6 г в воде массой 300 г, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/мл.
11. Хлорид цинка используется в качестве вяжущего и антисептического средства. Определить молярную концентрацию, моляльную концентрацию и титр раствора, содержащего 5 г цинка хлорида в 100 г раствора, принять плотность раствора равной 1 г/мл.

12. При аллергических заболеваниях в медицинской практике используют 5% и 10% растворы кальция-хлорида. Рассчитайте, какую массу кальция-хлорида гексагидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить в 200 г раствора кальция-хлорида с массовой долей соли равной 1% для получения 5% раствора.

13. Смесь бромидов натрия и калия применяется в медицине при расстройствах нервной системы. Вычислите количество ионов брома, поступающих в организм при приеме 1 десертной ложки (10мл) раствора, содержащего в 1 л по 30 г указанных солей.

14. В состав успокаивающих и седативных средств (валидол, корвалол, валокордин) входит 2-бромизовалериановая кислота или α -бромизовалериановая кислота. Какую массу кислоты примет пациент, если выпьет 25 капель корвалола с ω (кислоты) = 2,03%. (1 капля = 30 мг).

15. Содержание ионов меди Cu^{2+} в плазме крови составляет 85–134 мкг%. Вычислите содержание ионов меди в плазме крови в моль/л.

РАЗДЕЛ 10.

ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

1. Научно-методическое обоснование

Органическая химия — отдельная глава химической науки, это химия углеводов и их производных. Научную основу органической химии составляет теория химического строения, которая позволяет объяснить взаимосвязь между строением и свойствами молекул, а также изучить направления и механизмы органических реакций.

Многообразие органических соединений не вносит хаос в изучение строения и свойств органических молекул благодаря стройной системе классификации. Для обозначения названий органических соединений используют номенклатурные правила, из которых наиболее употребительной по рекомендации ИЮПАК является заместительная и радикально-функциональная номенклатура.

Для органических молекул характерна изомерия — существование веществ, одинаковых по составу и молекулярной массе, но отличающихся по своим свойствам.

2. Цель раздела: сформировать представление у слушателей представление о предмете, задачах органической химии как раздела науки; об особенностях органических соединений, их изомерии и классификации.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения после занятия должен:

➤ *знать понятия:* органическая химия; органическое вещество; изомер; гомолог; гомологический ряд; цис-, транс-изомеры; таутомерия, пространственная изомерия, функциональная группа, полифункциональные вещества, гетерофункциональные вещества;

➤ *знать:* особенности органических веществ, классификацию органических веществ;

➤ *уметь:* излагать основные положения теории строения органических соединений; обосновать и изложить классификацию органических соединений;

➤ *уметь:* составлять структурную формулу соединения, исходя из предложенного номенклатурного названия;

➤ *уметь:* составить номенклатурное название соединения в соответствии со структурной формулой;

➤ *уметь:* привести примеры структурной, оптической, пространственной изомерии, таутомерии;

➤ *уметь:* правильно изображать структурные формулы геометрических изомеров.

4. Учебный материал:

ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Органическая химия — это химия соединений углерода — углеводов и их производных.

Органические вещества — это соединения, в основе которых лежат цепочки или циклы из атомов углерода, связанные с другими элементами.

Известно около 10.000.000 органических веществ. Несмотря на многообразие, органические вещества состоят из небольшого числа химических элементов — С, Н, О, N, S, P, Cl, Br, I. Атомы в молекулах органических соединений связями полярными и неполярными ковалентными химическими связями. Поэтому органические вещества имеют молекулярное строение. Подавляющее большинство органических веществ горючи или при нагревании полностью разлагаются и обугливаются. Органические вещества — неэлектролиты или реже слабые электролиты. Органические вещества можно расположить в ряды сходных по составу, строению и химическим свойствам веществ — эти ряды называются **гомологические ряды веществ**. Каждый член гомологического ряда отличается от предыдущего вещества на **гомологическую разницу — группу атомов $-CH_2-$** .

1. Теория строения органических веществ

Основные положения теории строения органических веществ разработал в 1861 г. русский ученый А. М. Бутлеров.

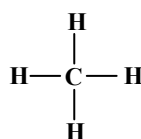
1) Атомы в молекулах органических веществ соединены друг с другом в определенной последовательности согласно их валентности. *Атом углерода в органических веществах всегда четырехвалентен.*

Химическое строение — это порядок соединения атомов в молекуле вещества.

В органической химии строение молекул изображается с помощью структурных формул. Для составления структурных (графических) формул необходимо:

- определить валентность каждого химического элемента образующих вещество;
- записать все знаки химических элементов, из которых состоит вещество, соединить их черточками;
- каждая черточка обозначает валентность — одну общую электронную пару, осуществляющую химическую связь между этими элементами;
- число черточек, окружающих элемент должно быть равно валентности данного химического элемента — числу ковалентных химических связей.

Например: **МЕТАН**
молекулярная формула CH_4 ,
структурная формула выглядит так:



ПРОПИЛЕН

молекулярная формула C_3H_6

структурная формула выглядит так: $\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ | & | & | \\ \text{C} = & \text{C} - & \text{C} - \text{H} \\ | & & | \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$ или $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$

2) Свойства веществ зависят не только от того, какие атомы входят в состав органического вещества, но и от порядка соединения атомов в молекуле.

3) Атомы или группы атомов взаимно влияют друг на друга обуславливая химические и физические свойства.

Функциональная группа — это атом или группа атомов, определяющая характерные физические и химические свойства.

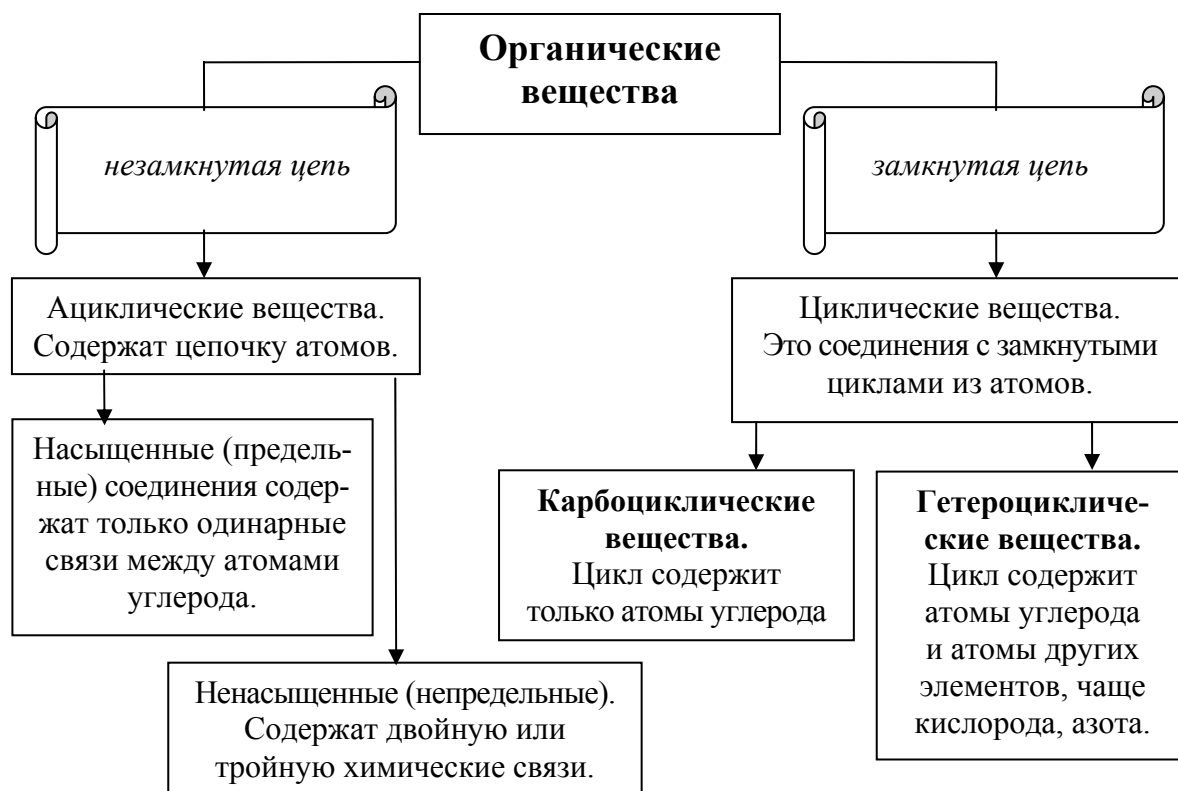
4) По свойства соединений можно определить строение вещества, и наоборот, зная строение вещества можно предсказать химические свойства.

2. Классификация органических веществ

Громадное количество органических веществ можно изучать лишь при их классификации. **Классификация** — упорядоченное расположение по группам и классам.

Для классификации органических соединений применяют чаще классификацию по строению углеродного скелета и классификацию по функциональным группам.

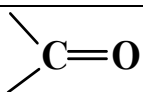
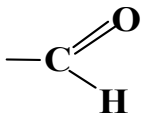
Классификация согласно строению углеродного скелета



Классификация согласно функциональным группам

Функциональная группа является окончательным признаком, по которому соединение относят к тому или иному классу (таблица 5).

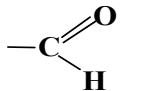
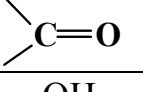
Таблица 5 — Основные классы органических соединений

Функциональная группа	Название функциональной группы	Класс соединений
-F, -Cl, -Br, -I	галоген	Галогенопроизводные углеводородов
-OH	Гидроксильная группа	Спирты, фенолы
	Карбонильная группа	Кетоны
	альдегидная группа	Альдегиды
-COOH	Карбоксильная группа	Карбоновые кислоты
-NH ₂	аминогруппа	Первичные амины
-NO ₂	нитрогруппа	Нитросоединения
-SO ₃ H	сульфогруппа	Сульфокислоты

3. Номенклатура органических веществ. Основные правила названия органических веществ

- 1) Пронумеровать самую длинную углеродную цепочку
- 2) Нумеровать нужно как можно ближе к функциональной группе. Первый атом должен содержать самую старшую (главную) функциональную группу -COOH или  (таблица 6).

Таблица 6 — Старшинство функциональных групп

Функциональная группа	Название		Название класса соединений
	в приставке	в окончании	
-COOH Самая старшая		-овая кислота	карбоновые кислоты
-SO ₃ H	Сульфо-	сульфо кислота	сульфо кислоты
	Оксо-	-аль	альдегиды
	Кето-	-он	кетоны
-OH	Гидрокси-	-ол	спирты
-SH	Меркапто-	-тиол	тиолы
-NH ₂	Амино-	-амин	амины

3) Название вещества зависит от числа атомов углерода в веществе и типа связей между атомами.

Если в цепочке:

все связи одинарные есть двойная =

если есть тройная $\equiv$

суффикс меняется на **ЕН**

суффикс меняется на **ИН**

CH_4 — метан

C_2H_6 — эт**ан**

C_3H_8 — проп**ан**

C_4H_{10} — бут**ан**

C_5H_{12} — пент**ан**

C_6H_{14} — гекс**ан**

C_7H_{16} — гепт**ан**

C_8H_{18} — окт**ан**

C_9H_{20} — нон**ан**

$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ — дек**ан**

После **-ЕН** или **-ИН** дописывают номер атома углерода, где расположена двойная (=) или тройная ($\equiv$) связь

4) Название вещества можно представить в виде схемы (таблица 7)

Таблица 7 — Схема названия органического вещества

Приставка	Название цепочки из атомов углерода	Окончание
1. Галогены -Br бром -I йод -F фтор -Cl хлор 2. Младшие функциональные группы 3. Углеводородные заместители -CH₃ метил -CH₂-CH₂-CH₃ пропил -CH₂-CH₃ этил • Перед заместителем пишется цифра атома углерода, у которого расположен данный заместитель; • Если несколько одинаковых заместителей, то столько же раз пишется цифра атома углерода и к заместителю приписывают приставку: <i>ди</i> — если 2 заместителя; <i>три</i> — если 3 заместителя; <i>тетра</i> — если 4 заместителя	1. Называют самую длинную углеродную цепочку. К названию самой длинной углеродной цепочки дописывают суффикс в зависимости от класса углеводородов -АН или -ЕН или -ИН После -ЕН или -ИН дописывают номер атома углерода где расположена двойная (=) или тройная ($\equiv$) связь	Название самой старшей функциональной группы

4. Изомерия органических веществ

Изомерия — это явление существования веществ с одинаковой молекулярной формулой, но различным строением.

Изомеры — это вещества с одинаковой молекулярной формулой, но различным строением, поэтому обладающие разными физическими и химическими свойствами.

Например: молекулярной формуле $C_4H_{10}O$ отвечают различные органические вещества:

Бутановый спирт: $CH_3-CH_2-CH_2CH_2-OH$

Эфиры: $CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$

$CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_3$

Диэтиловый эфир

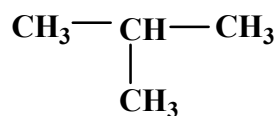
Метилпропиловый эфир

Все перечисленные вещества являются изомерами, так как обладают одинаковой молекулярной формулой, но различным строением, и поэтому отличными физическими и химическими свойствами.

Различают два основных вида изомерии.

1. Структурная изомерия

• **Изомерия углеродного скелета:** связана с различным строением углеродного скелета.

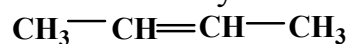
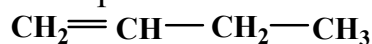


н.-бутан

2-метилпропан

Оба вещества имеют молекулярную формулу C_4H_{10} .

• **Изомерия положения кратных (двойных или тройных) связей:** связана с различным расположением кратных связей в молекулах.

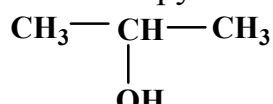
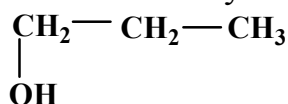


бутен-1

бутен-2

Оба вещества имеют молекулярную формулу C_4H_8 .

• **Изомерия функциональных групп:** связана с возможностью располагаться у разных атомов углерода функциональных групп вещества.



пропанол-1

пропанол-2

Оба вещества имеют молекулярную формулу C_3H_8O

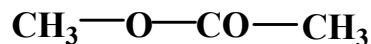
• **Межклассовая изомерия:** вещества, относящиеся к различным классам органических веществ, могут быть изомерны между собой.

ЗАПОМНИ: одноосновные карбоновые кислоты и сложные эфиры изомерны между собой, общая формула: $C_nH_{2n}O_2$; одноатомные спирты и простые эфиры изомерны между собой, общая формула: $C_nH_{2n}O$; алкины (углеводоро-

ды, содержащие одну тройную связь) и диены (углеводороды, содержащие две двойные связи) изомерны между собой, общая формула: C_nH_{2n-2} .



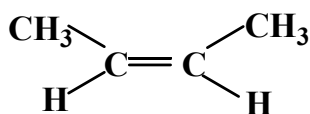
пропановая кислота
(одноосновная карбоновая кислота)



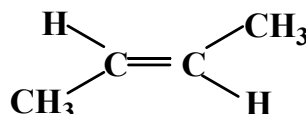
сложный эфир метилового спирта
и уксусной кислоты — метилацетат
Оба вещества имеют молекулярную формулу $C_3H_6O_2$.

2. Пространственная изомерия

Геометрическая изомерия (цис-, транс- изомерия). Характерна для веществ имеющих двойные связи, обусловлена различным пространственным расположением заместителей вокруг двойной связи.



цис-изомер
бутена-2



транс-изомер
бутена-2

Молекулярная формула C_4H_8 . Более устойчивыми веществами являются транс-изомеры.

5. Задания для самостоятельной работы

1. Дайте определение понятиям:

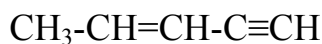
органическая химия; органические вещества; функциональная группа; изомерия; гомологический ряд; гомолог; гомологическая разница, изомер, цис-изомер, транс-изомер.

2. Охарактеризуйте виды структурной изомерии.

3. Объясните понятия транс- и цис-изомер используя предложенные вещества:



пентен-2



пентин-1-ен-3

4. Составьте полные структурные формулы двух изомеров, имеющих состав $C_2H_4Cl_2$. Назовите вещества.

5. Приведите формулы всех структурных изомеров для:

a) бутана; c) бутена;

b) пентана; d) бутина

Назовите полученные вещества.

6. Приведите формулы всех геометрических изомеров для 2-метилпентадиена-1,3.

7. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

a) 2-метилпропан;

к) 2,2-дихлорпентен-3;

б) 2,3-диметилпентан;

л) 2,3-диметилгексен-1;

в) 2,4-дихлоргексан;

м) 3-аминопропанол-2;

г) 2-метилгексен-1;

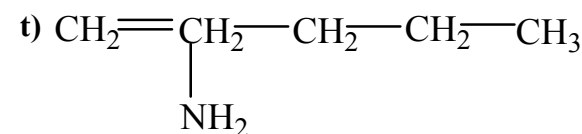
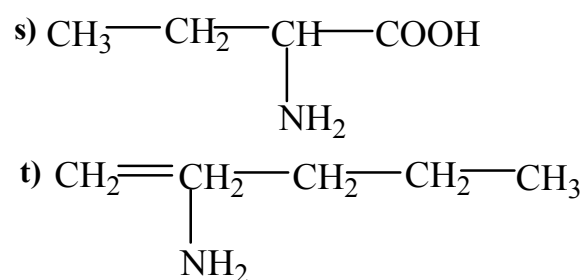
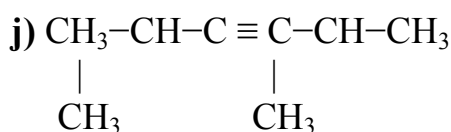
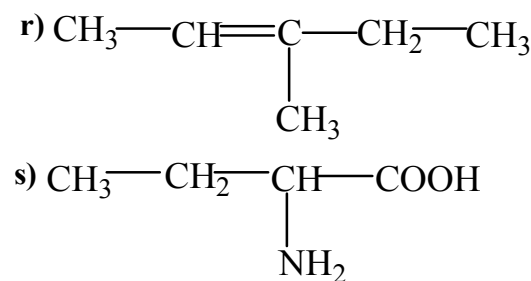
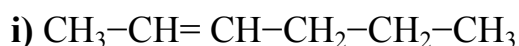
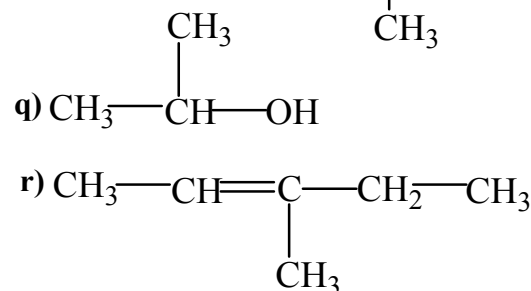
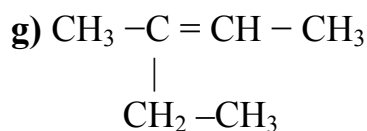
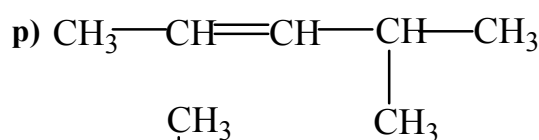
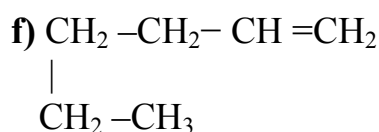
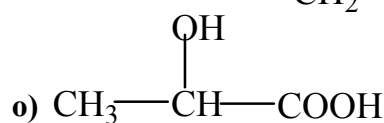
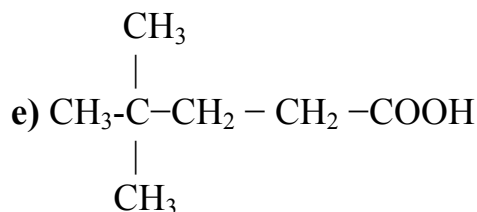
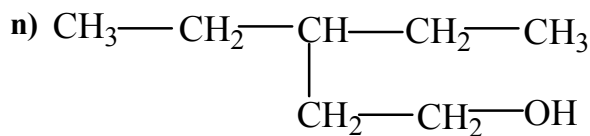
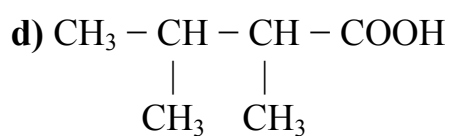
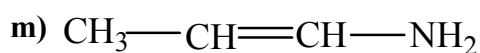
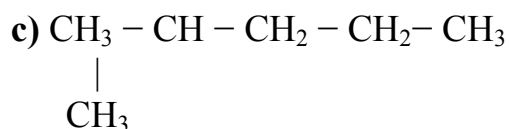
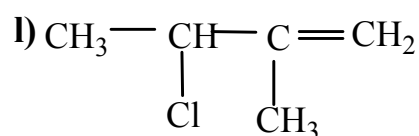
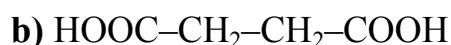
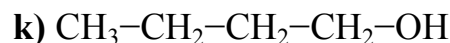
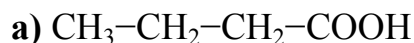
н) 2-метилпропаналь;

- д) пропановая кислота;
 е) пропанамин-2;
 ж) пентанол-2;
 з) 2-хлорпентен-3;
 и) 2-аминоэтанол-1;

- о) 2-аминопропановая кислота;
 п) пропеновая кислота;
 р) 2,3-дигидроксопропаналь;
 с) 2-гидроксопропановая кислота;
 т) пропандиовая кислота.

8. Приведите структурные формулы всех структурных изомеров для пентанола-1. Назовите вещества.

9. Дайте названия следующим веществам:



РАЗДЕЛ 11.

ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА — УГЛЕВОДОРОДЫ

1. Научно-методическое обоснование

Углеводороды занимают особое место среди всех органических веществ. Характерной особенностью углеводородов является связь их строения с физическими и химическими свойствами.

Особенностью предельных углеводородов является возможность вступать в реакции замещения. Для непредельных углеводородов характерными реакциями являются реакции — присоединения и полимеризации. Особенностью ароматических углеводородов является их свойство легко вступать в реакции электронного замещения.

2. Цель раздела: сформировать у слушателей ПО представление об особенностях строения молекулы углеводородов, основных физических и химических свойствах основных классов углеводородов.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения после занятия должен:

➤ знать: строение молекулы метана, этана, этилена и бензола, тип гибридизации углерода в данных углеводородах;

➤ знать понятия: алканы, алкены, алкины, ароматические углеводороды, гибридизация, пространственное строение молекулы, реакции замещения, присоединения, полимеризации, полимер, мономер;

➤ уметь охарактеризовать основные химические свойства изученных классов соединений, приводить химические реакции, иллюстрирующие свойства углеводородов;

➤ уметь пользоваться научным химическим языком. Владеть химической терминологией на русском языке.

4. Требования к исходному уровню знаний.

Для успешного изучения данного раздела необходимо вспомнить:

- строение атома;
- распределение электронов в атоме;
- классификацию органических веществ
- изомерию органических веществ;
- повторить теорию строения органических веществ;
- составить электронные конфигурации атомов углерода, водорода, кислорода.

4. Учебный материал:

ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА — УГЛЕВОДОРОДЫ

Углеводороды — органические вещества молекулы, которых состоят из атомов водорода и углерода.

Различают:

- насыщенные углеводороды (алканы) — молекулы, которых содержат одинарные связи, общая формула: C_nH_{2n+2} ;
- этиленовые углеводороды (алкены) — молекулы, которых содержат одну двойную связь, общая формула: C_nH_{2n} ;
- диеновые углеводороды — молекулы, которых содержат две двойные связи, общая формула: C_nH_{2n-2} ;
- ацетиленовые углеводороды (алкины) — молекулы, которых содержат одну тройную связь, общая формула: C_nH_{2n-2} .

Каждая группа углеводородов включает целую группу веществ, сходных по строению, но отличающихся на гомологическую разницу, группу — CH_2 —. Эта группа углеводородов называется гомологический ряд.

Каждый класс углеводородов отличается от других строением, так как атом углерода, входящий в состав этого класса углеводорода характеризуется определенным типом гибридизации.

Различают:

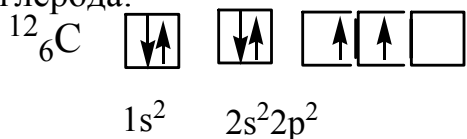
- sp^3 — гибридизацию, характерна для атома углерода с одинарными связями;
- sp^2 — гибридизацию, характерна для атома углерода с двойной связью;
- sp — гибридизацию, характерная для атома углерода, имеющего тройную связь.

Гибридизация — явление выравнивания энергии и формы электронных орбиталей, относящихся к различным энергетическим подуровням.

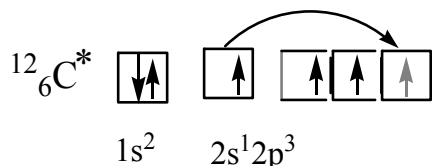
У атома углерода в гибридизации участвуют s – и p – орбитали.

1. sp^3 — гибридизация атома углерода

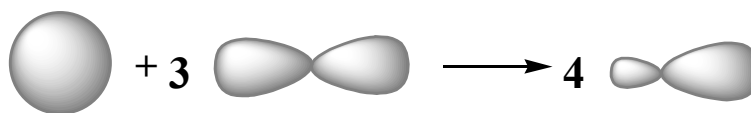
Эта гибридизация характерна для алканов. Запишем электронную конфигурацию атома углерода:



В возбужденном состоянии электрон с $2s$ -подуровня перескакивает на $2p$ -подуровень:



Одновременно происходит выравнивание энергии и формы одной s -орбитали и трех p -орбиталей. В результате из этих орбиталей образуется четыре sp^3 -гибридных орбитали, по форме напоминающие неправильные восьмёрки. Схематично этот процесс можно представить так:



s-орбиталь три p-орбитали четыре sp^3 -гибридные орбитали

В пространстве эти гибридные орбитали располагаются под углом $109^\circ 28'$, представляя собой фигуру — правильный тетраэдр (рисунок 5).

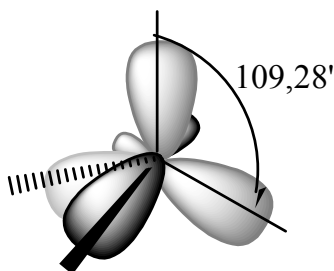
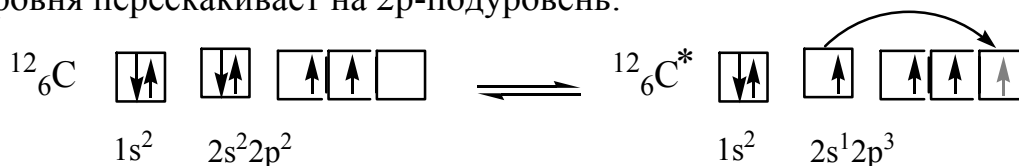


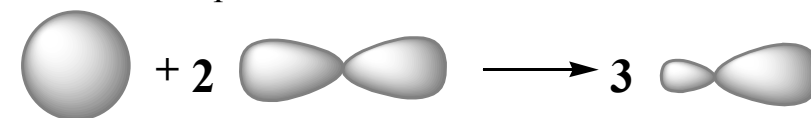
Рисунок 5 — Расположение гибридных орбиталей при sp^3 -гибридизации

2. sp^2 — гибридизация атома углерода

Такой вид гибридизации представлен в молекулах алкенов и диеновых углеводородов. В невозбужденном состоянии атом углерода содержит два электрона на 2p-подуровне. В возбужденном состоянии электрон с 2s-подуровня перескакивает на 2p-подуровень:



Происходит выравнивание энергии и формы одной s-орбитали и двух p-орбиталей. В результате из этих орбиталей образуется три sp^2 -гибридных орбиталей, по форме напоминающие неправильные восьмёрки. Схематично этот процесс можно представить так:



s-орбиталь две p-орбитали три sp^2 -гибридные орбитали

В пространстве эти гибридные орбитали располагаются под углом 120° , представляя собой фигуру — треугольник. Негибридная p-орбиталь (p_z -орбиталь), имеет форму правильной восьмерки, и располагается перпендикулярно плоскости гибридных орбиталей (рисунок 6). p_z -орбиталь образует вторую связь (π -связь) между атомами углерода в алкенах и диенах.

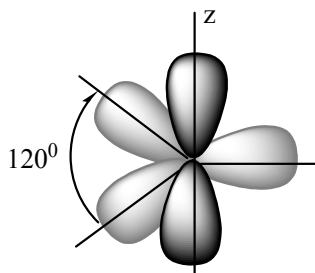
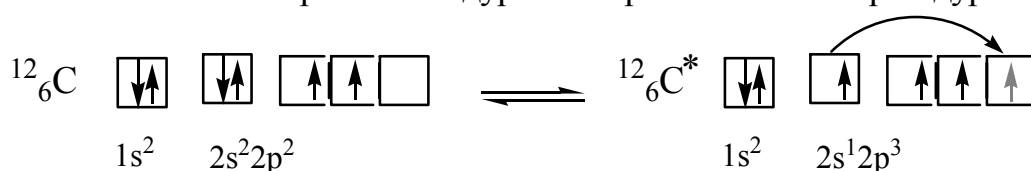


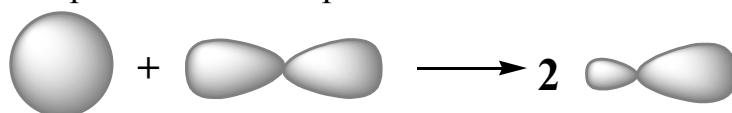
Рисунок 6 — Расположение гибридных орбиталей и негибридной p-орбитали при sp^2 -гибридизации

3. sp — гибридизация атома углерода

Этот вид гибридизации представлен в молекулах алкинов. В невозбужденном состоянии атом углерода содержит два электрона на 2p-подуровне. В возбужденном состоянии электрон с 2s-подуровня перескакивает на 2p-подуровень:



Происходит выравнивание энергии и формы одной s-орбитали и одной p-орбитали. В результате из этих орбиталей образуется две sp -гибридных орбиталей, по форме напоминающие неправильные восьмёрки. Схематично этот процесс можно представить так:



s-орбиталь p-орбиталь две sp -гибридные орбитали

В пространстве эти гибридные орбитали располагаются на одной прямой под углом 180° . Негибридные две p-орбитали (p_y и p_z -орбитали), имеют форму правильной восьмерки, и располагаются перпендикулярно плоскости гибридных орбиталей. Эти орбитали образуют тройную связь в молекулах алкинов. В тройной связи можно различить одну σ -связь и две π -связи (рисунок 7).

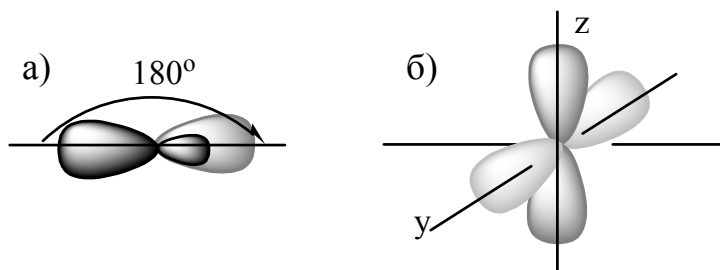


Рисунок 7 — Расположение гибридных орбиталей и негибридных p-орбиталей при sp -гибридизации:

а) расположение на прямой двух гибридных орбиталей;

б) расположение на взаимноперпендикулярных плоскостях двух негибридных орбиталей

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ УГЛЕВОДОРОДОВ

АЛКАНЫ. ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ. НАСЫЩЕННЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

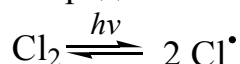
Предельные углеводороды — бесцветные вещества, нерастворимые в воде. Низшие представители — газы (метан, пропан, бутан); средние представители — жидкости; высшие алканы — твердые парафиноподобные вещества.

Гомологический ряд предельных углеводородов:

CH₄ — метан
C₂H₆ — этан
C₃H₈ — пропан
C₄H₁₀ — бутан
C₅H₁₂ — пентан
C₆H₁₄ — гексан
C₇H₁₆ — гептан
C₈H₁₈ — октан
C₉H₂₀ — нонан
C₁₀H₂₂ — декан

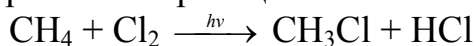
Основные химические свойства

В обычных условиях это химически малоактивные вещества. Для алканов характерны реакции замещения с галогенами. Реакция протекает в несколько стадий: атомы галогена постепенно замещают атомы водорода, образуя галогенопроизводные углеводородов. Реакция замещения протекает по радикальному цепному механизму. Для инициирования реакции необходим солнечный свет, который способствует образованию радикалов галогена. Например, образование радикалов хлора:

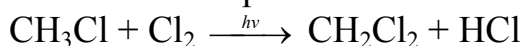


Реакция замещения метана:

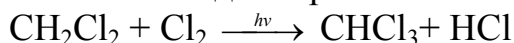
(условие протекания реакции — солнечный свет $h\nu$)



хлорметан

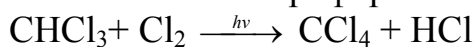


дихлорметан



трихлорметан

хлороформ

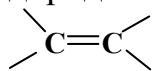


тетрахлорметан

АЛКЕНЫ. ЭТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Непредельные углеводороды — это алкены и алкины, углеводороды, в молекулах которых содержатся двойные или тройные связи между атомами углерода.

Этиленовые углеводороды содержат группировку атомов углерода с одной двойной связью: $\text{C}=\text{C}$



Первые три члена гомологического ряда этиленовых углеводов — газы; начиная с пентена — жидкости, а высшие представители — твердые бесцветные вещества.

Гомологический ряд алкенов:

C_2H_4 — **этен** (этилен)

C_3H_6 — пропен (пропилен))

C_4H_8 — **бутен**

C_5H_{10} — пентен

C_6H_{12} — гексен

C_7H_{14} — гептен

C₈H₁₆ — ОКТЕН

C₉H₁₈ — нонен

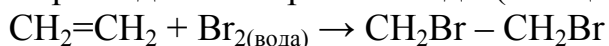
$C_{10}H_{20}$ — декен

Основные химические свойства

Для всех непредельных углеводородов характерны реакции присоединения и полимеризации по месту разрыва двойной связи. Двойная связь алкенов содержит непрочную π -связь, по месту разрыва которой протекают все характерные реакции непредельных углеводородов.

Реакции присоединения

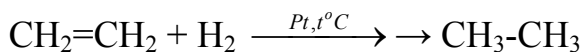
- присоединение бромной воды (обесцвечивание раствора бромной воды):



ЭТЕН

1,2-дибромэтан

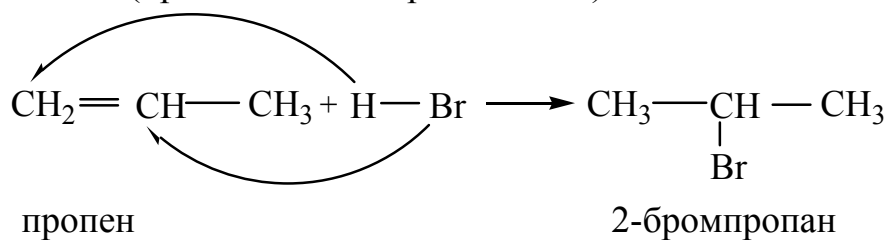
- присоединение водорода (гидрирование):



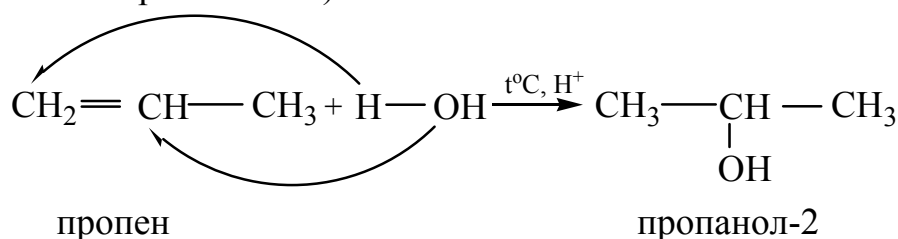
ЭТЕН

ЭТАН

- присоединение галогеноводородов. Во всех случаях присоединение водорода из галогеноводорода идет к атому углерода, при котором атомов водорода больше (правило В.В. Марковникова):



- присоединение воды (гидратация). Присоединение водорода из молекулы воды идет к атому углерода, при котором атомов водорода больше (правило В. В. Марковникова):

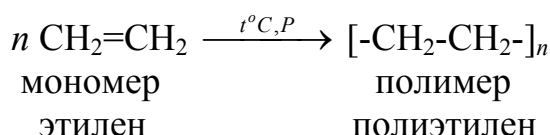


Реакции полимеризации

Полимеризация — процесс соединения многих одинаковых молекул в более крупные молекулы без образования побочного продукта. При этом продукт реакции называют полимер.

Высокомолекулярные вещества (ВМС) или **полимеры** — органические вещества, которые состоят из многократно повторяющихся одинаковых структур. **Макромолекулы** — молекулы полимеров, имеют большую молекулярную массу (до нескольких миллионов), и обладают особыми свойствами. Многократно повторяющиеся в макромолекулах группы атомов называют **структурными звеньями**.

Мономеры — низкомолекулярные вещества, из которых получают полимеры.



АЛКИНЫ. АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Ацетиленовые углеводороды содержат группировку атомов углерода с тройной связью: $-\text{C}\equiv\text{C}-$

Тройная связь в молекуле этих углеводородов содержит одну σ -связь и две π -связи. Первый представитель алкинов — ацетилен (этин) — бесцветный газ, не имеет запаха, горит коптящим пламенем.

Гомологический ряд

C_2H_2 — **этин** (ацетилен)

C_3H_4 — **пропин**

C_4H_6 — **бутин**

C_5H_8 — **пентин**

C_6H_{10} — **гексин**

C_7H_{12} — **гептин**

C_8H_{14} — **октин**

C_9H_{16} — **нонин**

$\text{C}_{10}\text{H}_{18}$ — **декин**

В молекуле бензола все атомы углерода находятся в sp^2 -гибридном состоянии. Шесть атомов углерода двумя гибридными орбиталями образуют шестиугольник. Оставшаяся гибридная орбиталь идет на взаимодействие с

атомами водорода (рисунок 8). Негибридные p_z -орбитали каждого атома углерода перекрываясь над и под плоскостью шестиугольника образуют 6π -электронное кольцо. Этот тип связи получил название «ароматический» (рисунок 9).

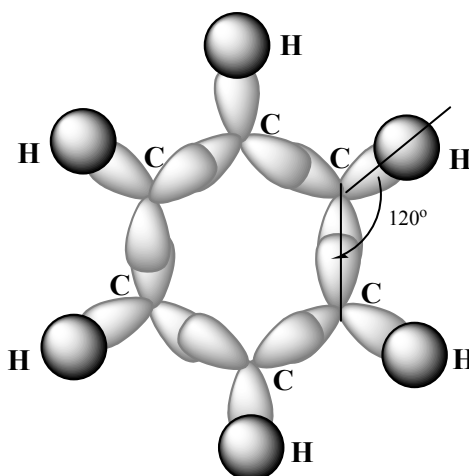


Рисунок 8 — Образование молекулы бензола гибридными орбиталями атомов углерода

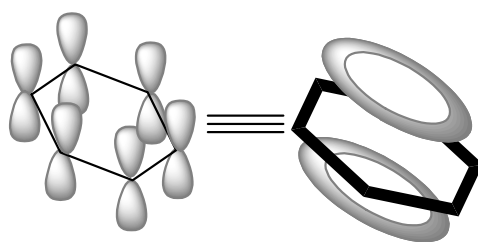
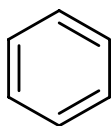
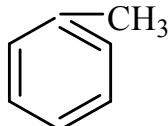


Рисунок 9 — Образование 6π -электронного бензольного кольца в молекуле бензола

Гомологический ряд



Бензол



Толуол (метилбензол)

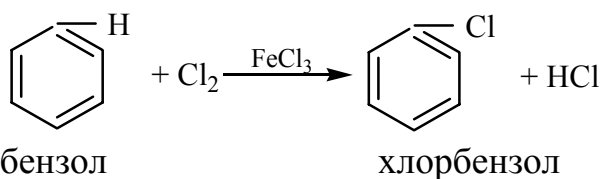
Бензол — бесцветные гигроскопичные кристаллы, с характерным достаточно приятным запахом, но при этом сильно токсичное вещество, жидкий бензол при попадании внутрь приводит к отравлению. Его пары раздражают слизистую оболочку.

Основные химические свойства

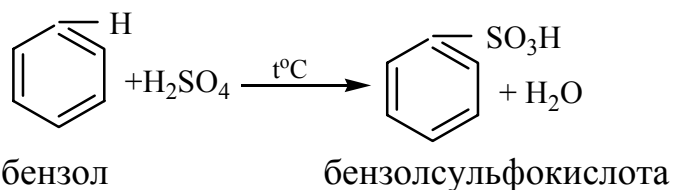
Наличие ароматического кольца обуславливает высокую химическую устойчивость молекул ароматических соединений. Поэтому для ароматических соединений характерны реакции замещения атомов водорода в ароматическом кольце и реакции присоединения в жестких условиях.

Реакции замещения

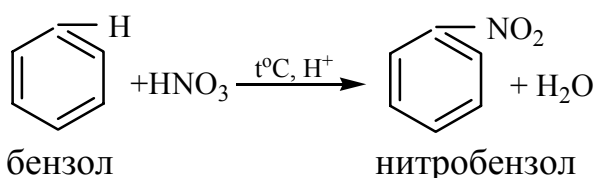
- с галогенами. В присутствии катализатора атом водорода в бензольном кольце замещается на атом галогенов:



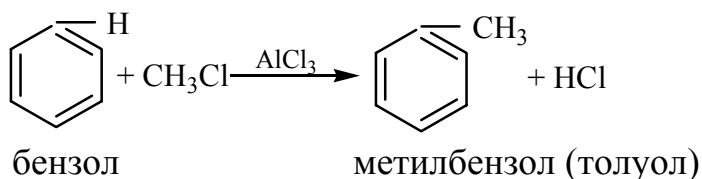
- с серной кислотой:



- с азотной кислотой:

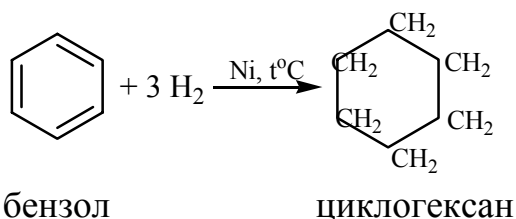


- реакции алкилирования. Эти реакции широко используются для получения производных бензола:

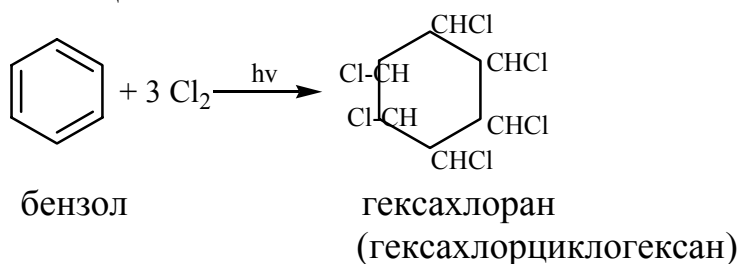


Реакции присоединения

- с водородом. При наличии катализатора и нагревании бензол присоединяет водород, при этом разрушается бензольное кольцо и образуется циклогексан.



- с хлором. На солнечном свету бензол присоединяет хлор с разрушением ароматического кольца.



- а) пропилен и хлорная вода;
- б) пропилен и йодоводород
- в) бутен-1 и вода;
- г) бутен-1 и бромоводород;
- д) этен и вода;
- е) этилен и бромная вода;
- ж) пропин и вода;
- з) 2-метилбутен-1 и вода;
- и) 1 моль пропина и 1 моль брома;
- к) 2 моль брома и 1 моль бутина-2;
- л) бутин-2 и 2 моля бромной воды;
- м) 2-метилпропин и бромоводород;
- н) бензол и бромэтан;
- о) бензол и бром на свету.

РАЗДЕЛ 12.

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

1. Научно-методическое обоснование

Кислородсодержащие органические вещества — большая группа органических веществ, которых объединяет лишь наличие кислорода в их составе. Среди кислородсодержащих веществ можно выделить:

- гидроксипроизводные углеводов — это спирты и фенолы;
- альдегиды;
- карбоновые кислоты.

Каждая группа кислородсодержащих веществ отличается не только строением, но и благодаря наличию функциональной группа характеризуется особыми химическими и физическими свойствами.

2. Цель раздела: сформировать у слушателей представление о строении, особенностях и основных химических свойствах спиртов, фенолов, альдегидов и карбоновых кислот.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения после изучения раздела должен:

- знать понятия: спирт, многоатомный спирт, альдегид, карбоновая кислота, сложный эфир, простой эфир, реакция этерификации;
- знать: особенности химических свойств спиртов, фенолов, альдегидов и карбоновых кислот;
- уметь: называть альдегиды и карбоновые кислоты по систематической и международной номенклатуре; составить номенклатурное название соединения в соответствии со структурной формулой;
- уметь: составлять структурную формулу соединения, исходя из предложенного номенклатурного названия;
- уметь: анализировать и сравнивать химические свойства кислородсодержащих веществ.

4. Требования к исходному уровню знаний.

Для успешного изучения данного раздела необходимо вспомнить:

- строение атома;
- электронные конфигурации атомов;
- классификацию органических веществ;
- изомерию органических веществ;
- гомологический ряд алканов;
- правила названия органических соединений;
- химические свойства кислот.

5. Учебный материал

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

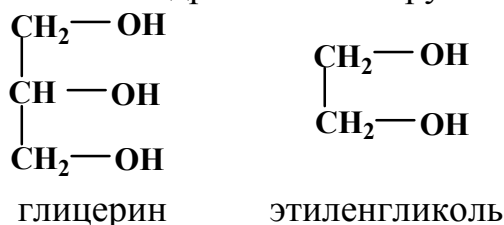
1. Классификация

Спирты — органические вещества, в которых углеводородный радикал связан с гидроксильной группой.

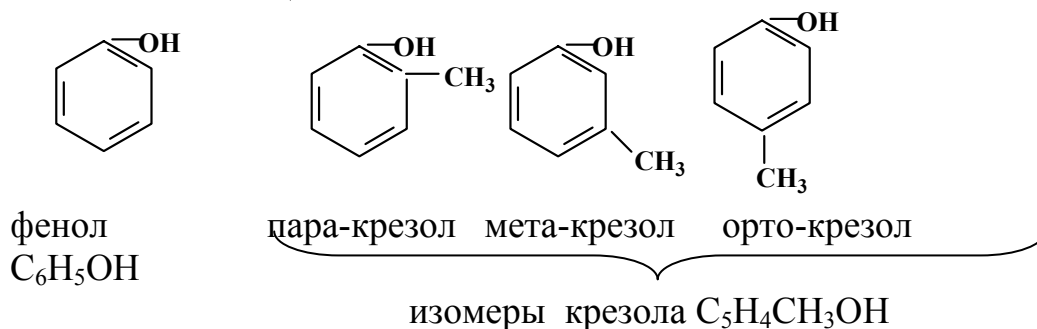
Гомологический ряд спиртов

CH_3OH	Метиловый спирт	Метанол
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Этиловый спирт	Этанол
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	Пропиловый спирт	Пропанол – 1
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	Бутиловый спирт	Бутанол – 1
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	Пентиловый спирт	Пентанол - 1

Многоатомные спирты — органические вещества, в молекулах которых присутствует несколько гидроксильных групп.



Фенолы — органические вещества, в которых гидроксильная группа связана с бензольным кольцом.



Альдегиды — органические вещества, в молекулах которых присутствует альдегидная группа $\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—}$ или —CHO .

Гомологический ряд альдегидов

$\text{H—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—}$	метаналь	формальдегид, муравьиный альдегид
$\text{CH}_3\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—}$	этаналь	уксусный альдегид
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—}$	пропаналь	Пропионовый альдегид

$\text{C}_3\text{H}_7-\text{C}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{smallmatrix}$	бутаналь	Масляный альдегид
$\text{C}_4\text{H}_9-\text{C}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{smallmatrix}$	пентаналь	Валериановый альдегид
$\text{C}_5\text{H}_{11}-\text{C}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{smallmatrix}$	гексаналь	Капроновый альдегид

Карбоновые кислоты — органические вещества, в молекулах которых присутствует одна или несколько карбоксильных групп: -COOH. Гомологический ряд карбоновых кислот представлен в таблице 8.

Таблица 8 — Гомологический ряд карбоновых кислот

Формула кислоты	Систематическое название	Тривиальное название	Название кислотного остатка
НСООН	Метановая кислота	Муравьиная кислота	формиат
CH ₃ COOH	Этановая кислота	Уксусная кислота	ацетат
C ₂ H ₅ COOH	Пропановая кислота	Пропионовая кислота	пропионат
C ₃ H ₇ COOH	Бутановая кислота	Масляная кислота	бутират
C ₄ H ₉ COOH	Пентановая кислота	Валериановая кислота	валерат
C ₅ H ₁₁ COOH	Гексановая кислота	Капроновая кислота	капроат

Отдельные представители кислот

Дикарбоновая кислота: HOOC – COOH щавелевая кислота

Высшие предельные кислоты:

C₁₅H₃₁COOH — пальмитиновая кислота;

C₁₇H₃₅COOH — стеариновая кислота.

Высшие непредельные кислоты:

C₁₇H₃₃COOH — олеиновая кислота

(содержит одну двойную связь)

C₁₇H₃₁COOH — линолевая кислота

(содержит две двойные связи)

C₁₇H₂₉COOH — линоленовая кислота

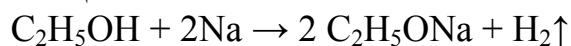
(содержит три двойные связи)

2. Основные химические свойства

СПИРТЫ

Для спиртов характерны реакции взаимодействия со щелочными металлами и образование простых и сложных эфиров.

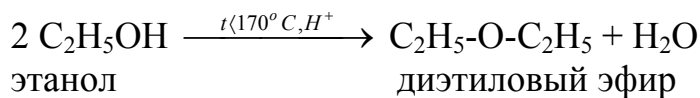
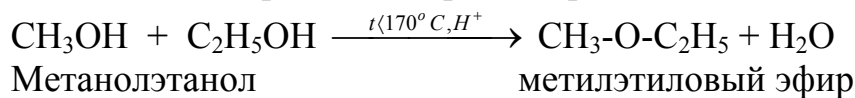
- с щелочными металлами:



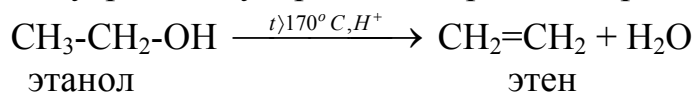
этанол

этилат натрия

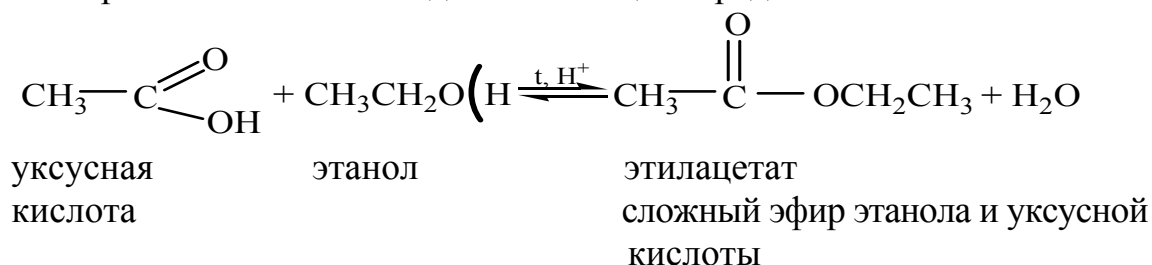
- образование простых эфиров (межмолекулярная дегидратация).
Взаимодействие спиртов со спиртами при небольшом нагревании.



- внутримолекулярная дегидратация при сильном нагревании.



- образование сложных эфиров — реакция этерификации. Данная реакция обратима, протекает при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты как водоотнимающего средства.



Сложные эфиры — продукты реакции этерификации между кислородсодержащей кислотой и спиртом.

Следует помнить, что при этерификации спирт теряет протон водорода H^+ , а кислота — гидроксогруппу OH^- .

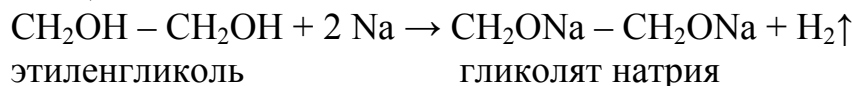
Название сложных эфиров производится от названия углеводородного радикала спирта и кислотного остатка кислоты. Например:



МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ

Характерны такие же реакции как и с одноатомными спиртами.

- с щелочными металлами:



- образование сложных эфиров — реакция этерификации.

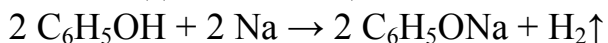


- качественная реакция на многоатомные спирты. Взаимодействие со свежеприготовленным раствором меди гидроксида с получением ярко-синего раствора.

ФЕНОЛЫ

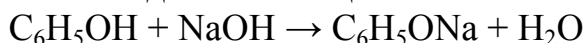
Фенол проявляет свойства слабой кислоты.

- взаимодействие с щелочными металлами:



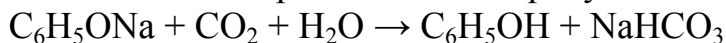
фенол фенолят натрия

- взаимодействие с щелочами:

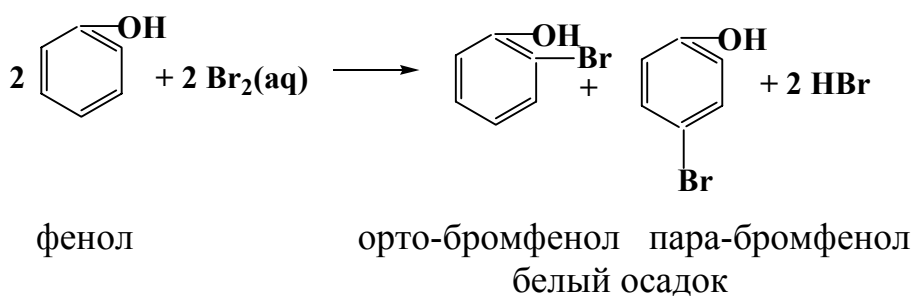


фенол фенолят натрия

Феноляты легко разлагаются в присутствии даже слабой кислоты:



- взаимодействие с бромной водой приводит к выпадению белого осадка — (качественная реакция на фенол):

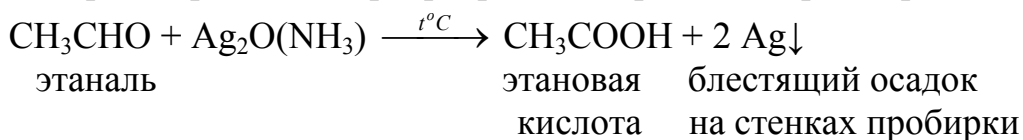


АЛЬДЕГИДЫ

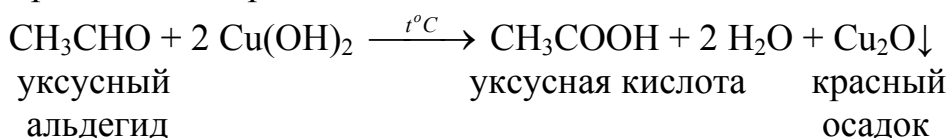
Для альдегидов характерны окислительно-восстановительные свойства. Реакции окисления альдегидов являются качественными реакциями.

Реакции окисления

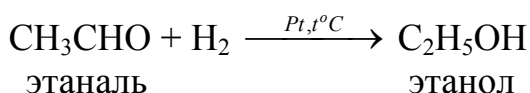
- реакция «серебряного зеркала» (условие протекания: необходим аммиачный раствор оксида серебра, реакция протекает при нагревании)



- реакция с гидроксидом меди:



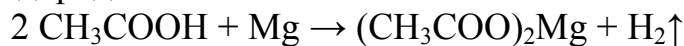
Реакция восстановления



КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

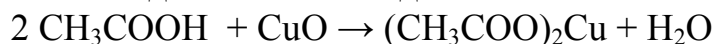
Для карбоновых кислот характерны химические свойства минеральных кислот:

- взаимодействие с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до водорода:



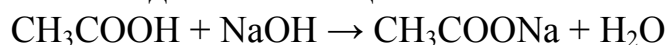
уксусная кислота ацетат магния

- взаимодействие с оксидами металлов:



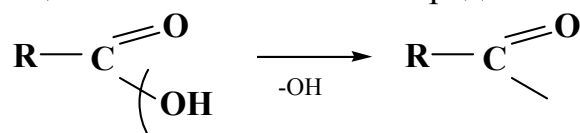
уксусная кислота ацетат меди

- взаимодействие со щелочами:



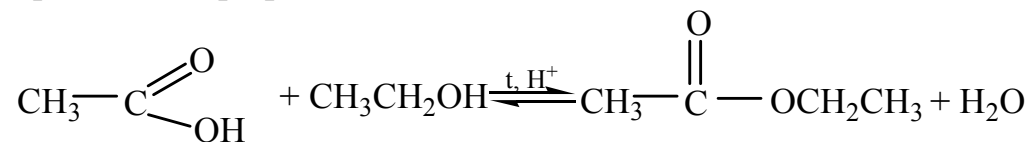
уксусная кислота ацетат натрия

Реакции, протекающие с замещением гидроксигруппы в карбоксильной группе. Эти реакции схематично можно представить так:



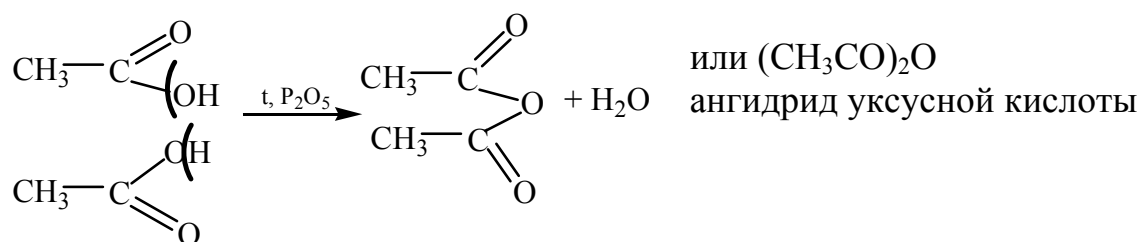
ацильная группа

- реакция этерификации.

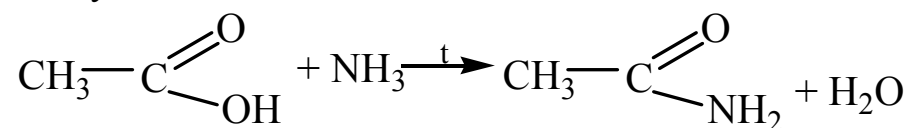


уксусная кислота этанол этилацетат

- получение ангидридов кислот



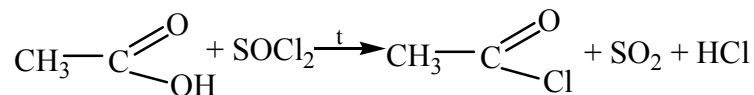
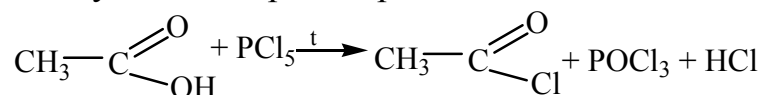
- получение амидов кислот



уксусная кислота

амид уксусной кислоты

- получение хлорангидридов кислот



уксусная кислота

хлорангидрид уксусной кислоты

5. Задания для самостоятельной работы

1. Дайте определение понятиям:

спирты, многоатомные спирты, альдегиды; фенолы; карбоновые кислоты, сложные эфиры, реакция этерификации.

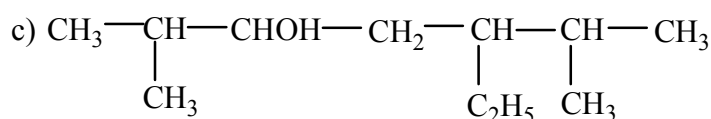
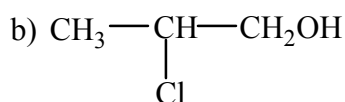
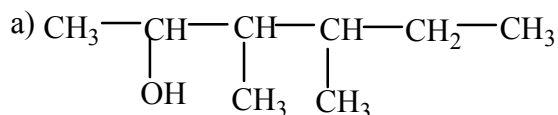
СПИРТЫ. МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ. ФЕНОЛЫ

2. Напишите формулы всех структурных изомеров пентанола.

3. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

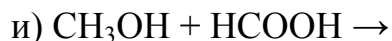
- | | |
|---------------------------|----------------------------------|
| а) этандиол-1,2; | д) пропанол-2; |
| б) 2-метилбутанол-2; | е) пентандиол-1,2; |
| в) 2-метилпентанол-1; | ж) 3-хлоргексанол-1; |
| г) 2,3-диметилгексанол-2; | з) 2,2-диметил-3-этилпентанол-1. |

4. Дайте названия предложенным веществам:



5. Допишите реакции, укажите условия их протекания. Назовите продукты реакций:

- а) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{Na} \rightarrow$
- б) Глицерин + $\text{Na} \rightarrow$
- в) Глицерин + $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$
- г) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow$
- д) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{K} \rightarrow$
- е) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{Li} \rightarrow$
- ж) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{KOH} \rightarrow$
- з) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$

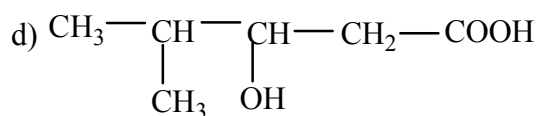
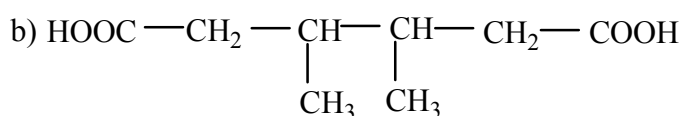
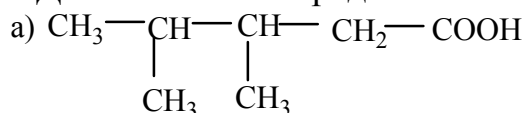


6. Сравните кислотные свойства этанола и глицерина, основываясь на их химических свойствах.

7. Сравните кислотные свойства фенола и глицерина, основываясь на химических свойствах.

АЛЬДЕГИДЫ. КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

8. Дайте названия предложенным веществам:

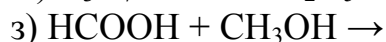
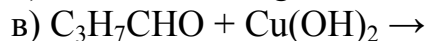


9. Напишите структурные формулы следующих соединений:

- | | |
|-------------------------------|--|
| а) 2,3-диметилбутаналь; | д) 3-метил-2-этилгексановая кислота; |
| б) 3,3,4,4-тетрамилгексаналь; | е) 4,5-диметилоктановая кислота; |
| в) 4,4-диметилпентаналь; | ж) 2,2,3,3-тетрамилпентановая кислота; |
| г) 3-пентаналь; | з) этандиовая кислота. |

10. Приведите формулы ацильных групп для уксусной и пропионовой кислоты.

11. Допишите реакции, укажите условия их протекания. Назовите продукты реакций:



РАЗДЕЛ 13. ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ЖИРАХ, УГЛЕВОДАХ И БЕЛКАХ

1. Научно-методическое обоснование

В основе живых организмов лежат молекулы природных полимеров: белков, углеводов и жиров. Эти три группы веществ являются необходимыми для метаболизма живой клетки.

Жиры следует рассматривать как смеси сложных эфиров, образованных глицерином и высшими жирными кислотами. Глицерин является постоянной составной частью природных жиров. Состав кислот, входящих в жиры, варьирует в пределах 50 соединений. В зависимости от строения жирных кислот различают *твердые* и *жидкие жиры*.

Жиры имеют громадное значение как пищевой продукт и характеризуются наибольшей энергетической ценностью. В организме животных и растений выполняют роль запасных питательных веществ, водозапасающую функцию, теплообмана и другие.

Важнейший класс природных соединений, формально отвечающих общей формуле $C_nH_{2n}O_n$, называется **углеводами**. Их делят на 2 группы — простые углеводы (моносахариды или монозы; дисахариды) и сложные (полисахариды или полиозы). **Моносахариды** представляют собой многоатомные альдегидо- и кетонспирты, которые связаны взаимным превращением со своими циклическими полуацетальными формами. Циклические формы моносахаридов образуются в результате взаимодействия карбонильной группы с одним из спиртовых гидроксигрупп внутри этой же молекулы.

Глюкоза является одной из наиболее распространенных альдогексоз (моносахарид). Велико ее значение в живой природе: как запасное питательное вещество, структурная единица клетчатки, гликогена, крахмала.

Два моносахарида, соединяясь, образуют **дисахариды**. Сахароза состоит из глюкозы и фруктозы

Второй важный класс углеводов — **полисахариды**. Они состоят из остатков моносахаридов, связанных между собой гликозидной связью. Эта группа углеводов включает сахароподобные полисахариды, содержащие до 10 остатков моноз и высокомолекулярные, состоящие из десятков до нескольких десятков тысяч остатков моноз. Крахмал и клетчатка содержат α -глюкозные остатки, а клетчатка — β -глюкозные остатки.

Крахмал — встречается практически во всех растениях, выполняя роль запасного питательного продукта.

Клетчатка (целлюлоза) — полисахарид, присутствующий в опорных тканях растений.

Гликоген — полисахарид, выполняющий роль запасного питательного вещества во всех гетеротрофных организмах.

α -аминокислоты взаимодействуя между собой, образуют пептиды. Если относительная молекулярная масса пептида более 10000, то такие пеп-

тиды называют **белками** (или протеинами). По составу белки делят на *простые* (протеины) и *сложные* (протеиды). Сложные белки классифицируют и называют по небелковому компоненту. По форме молекул белки делят на 2 большие группы — фибриллярные и глобулярные.

Полипептидные цепи белков образуют сложные структурные подразделения на первичную, вторичную, третичную и четвертичную структуры.

Значение белков в природе огромно. Отдельно стоит группа белков-ферментов, подразделяемых на 7 основных групп. Современная наука объясняет их действие с позиции теории Кошланда и индуцированного взаимодействия.

2. Цель раздела: сформировать у слушателей представление об особенностях строения жиров, белков и углеводов. Уяснить роль природных полимеров в живой природе.

3. Задачи раздела:

Слушатель подготовительного отделения после занятия должен:

- **знать понятия:** жир, твердые и жидкие жиры; моносахарид; дисахарид; полисахарид; аминокислота, белок; пептидная связь;
- **уметь** охарактеризовать биологическую роль белков, жиров, углеводов;
- **знать:** отличия в строении твердых и жидких жиров; строение важнейших полисахаридов;
- **знать:** физические свойства жиров, углеводов, обусловленные их строением;
- **знать:** классификацию углеводов;
- **знать:** образование циклических полуацетальных форм моносахаридов; особенности полуацетального гидроксила;
- **уметь:** объяснить строение сахарозы, крахмала, целлюлозы;
- **уметь:** объяснить механизм образования пептидной связи.

4. Требования к исходному уровню знаний.

Для успешного изучения данного раздела необходимо вспомнить:

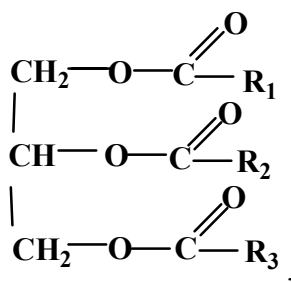
- классификацию органических веществ;
- формулы высших жирных кислот;
- строение глицерина;
- химические свойства карбоновых кислот и многоатомных спиртов;
- реакцию получения сложных эфиров;
- понятие гетерофункциональные вещества.

Повторите тему «Химический состав клеток» из общей биологии.

5. Учебный материал:

ЖИРЫ

Жиры следует рассматривать как смеси сложных эфиров, образованных глицерином и высшими жирными кислотами. Общая формула жира:

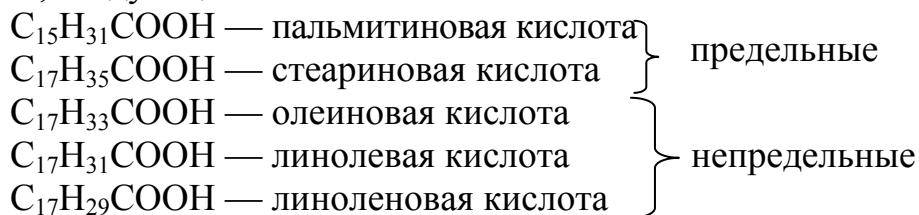


где $\text{R}_1, \text{R}_2, \text{R}_3$ — радикалы высших жирных кислот.

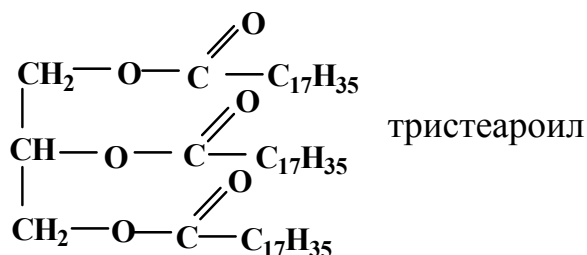
Жиры по химической природе это сложные эфиры продукты реакции этерификации между глицерином и высшими жирными карбоновыми кислотами.

Глицерин является постоянной составной частью природных жиров. Состав кислот, входящих в жиры, варьирует в пределах 50 соединений. В зависимости от строения жирных кислот различают **твердые** и **жидкие жиры**. В твердых жирах преобладают предельные высшие жирные карбоновые кислоты, а в жидких жирах — непредельные.

Наиболее важные высшие жирные кислоты ВЖК, входящие в состав жиров, следующие:



В жирах остаток глицерина, как правило, связан с тремя остатками высших жирных кислот. Такие полные эфиры глицерина называют **триацилглицеринами**. Например:



Жидкие жиры встречаются главным образом в растениях, поэтому их называют растительными маслами, исключение составляет рабий жир. Большинство животных жиров — твердые вещества.

Жиры очень плохо смешиваются с водой. Хорошо растворяются в органических растворителях, таких, как диэтиловый эфир.

Гидрогенизация жиров — это процесс присоединения водорода к остаткам ненасыщенных жирных кислот, входящих в состав жира. Таким путем осуществляется превращение жидких жиров (масел) в твердые, которые используются в производстве маргарина — ценного заменителя сливочного масла.

Жиры имеют громадное значение как пищевой продукт и характеризуются наибольшей энергетической ценностью. В организме животных и растений выполняют роль запасных питательных веществ, источника воды, терморегуляторную функцию. В технике жиры широко используют для изготовления олифы и масляных красок.

УГЛЕВОДЫ

1. Классификация углеводов

Углеводы — важнейший класс органических веществ, объединяющий группу природных соединений растительного и животного происхождения с общей формулой $C_m(H_2O)_n$.

Углеводы делят на основании реакции гидролиза на три группы:

- **простые углеводы — моносахариды.** Данная группа углеводов не подвергается гидролизу. Моносахариды имеют общую формулу $C_nH_{2n}O_n$. К ним относят молекулы углеводов содержащих от трех и более атомов углерода. Наиболее известным представителем моносахаридов является **глюкоза**. Большинство моносахаридов содержат одинаковое количество атомов углерода и кислорода. Моносахариды, содержащие альдегидную группу, называют **альдозами**, а моносахариды, содержащие кетогруппу — **кетозами**.

- **дисахариды.** Дисахариды при гидролизе распадаются на две молекулы моносахаридов.

- **полисахариды** это полимеры (ВМС), состоят из большого числа повторяющихся остатков какого-либо моносахарида. Распространенными в природе полисахаридами являются крахмал, гликоген, целлюлоза.

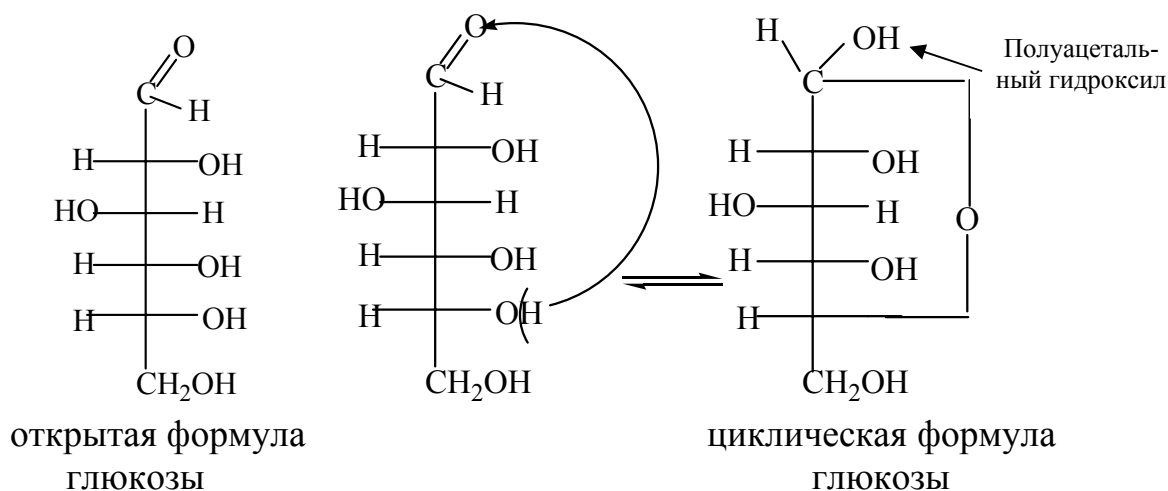
2. Глюкоза как представитель моносахаридов

Молекулярная формула $C_6H_{12}O_6$. Глюкоза является альдегидоспиртом, так как содержит альдегидную группу и шесть гидроксигрупп.

Глюкоза или виноградный сахар, наиболее распространенный моносахарид в природе. Он содержится во всех растениях, особенно много в соке винограда, в спелых фруктах, ягодах. В организме человека содержится в мышцах, в плазме крови, в небольших количествах во всех клетках. Глюкоза является структурной единицей таких важных полисахаридов, как крахмал, гликоген, клетчатка.

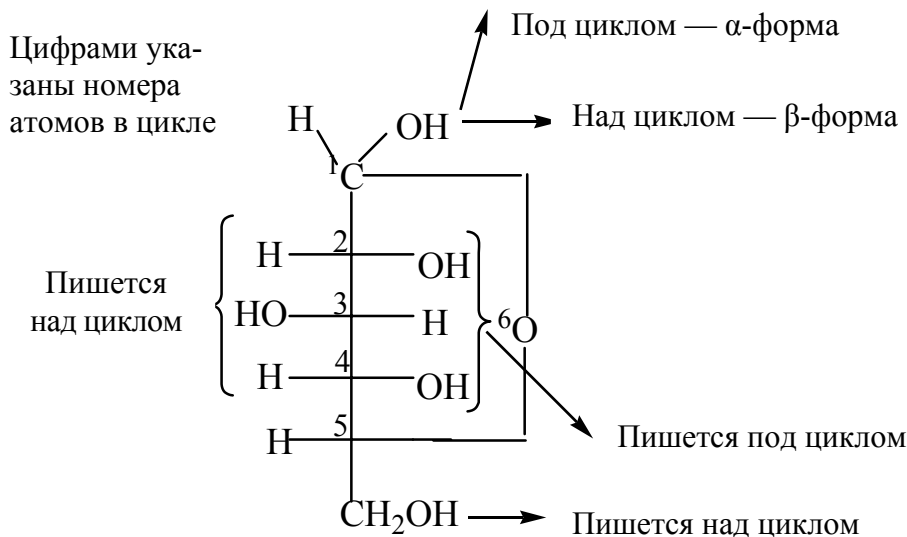
Глюкоза — это белое кристаллическое вещество, хорошо растворимо в воде, сладкого вкуса («*глюкос*» греч. — сладкий).

Образование циклической формулы

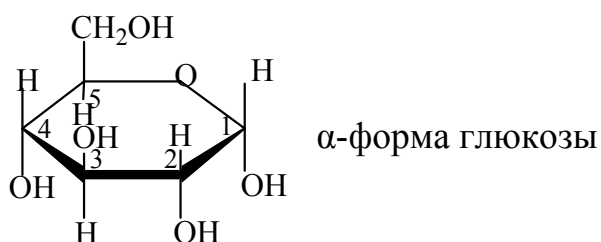


В циклической формуле в результате взаимодействия атома кислорода из альдегидной группы и атома водорода у пятого атома углерода образуется пятичленный цикл через атом кислорода и новая OH-группа — **полуацетальный гидроксил**. В результате циклизации исчезает альдегидная группа, но число спиртовых групп сохраняется (5 спиртовых групп). Циклическую глюкозу изображают через формулы Хеуорзса.

Правила составления формулы Хеуорзса



Используя эти правила, составим формулу Хеуорзса для глюкозы:



Кристаллическая глюкоза существует только в виде циклической форме. В растворе открытая и циклическая формы находятся в равновесии с преобладанием β -формы глюкозы, т.к. более устойчива:

α -форма глюкозы $\leftrightarrow$ открытая форма глюкозы $\leftrightarrow$ β -форма глюкозы.

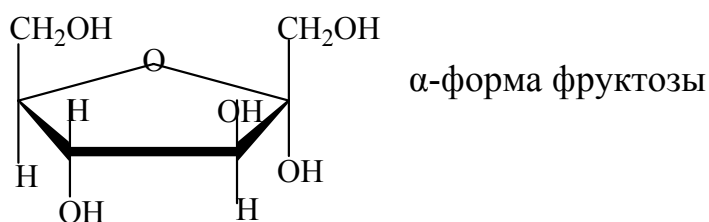
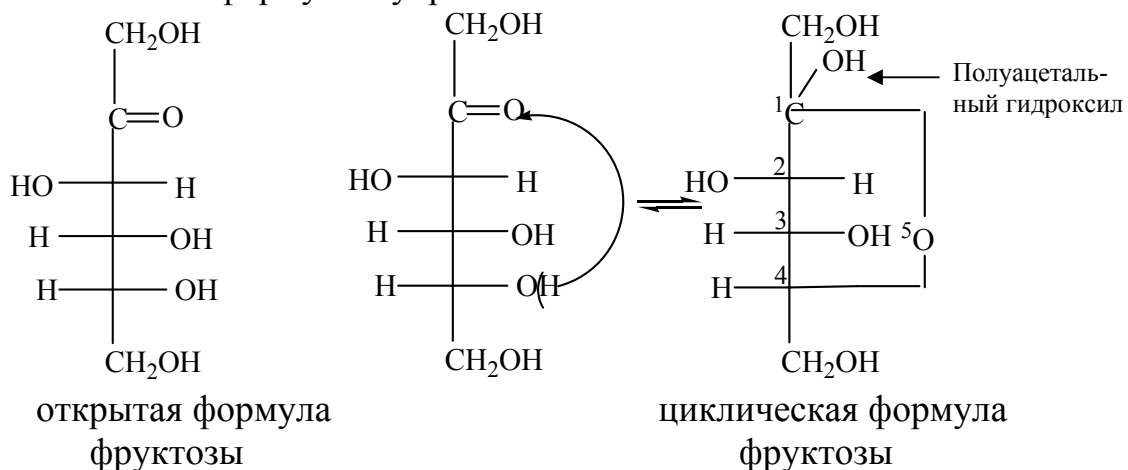
α - и β - формы глюкозы являются изомерами (вид изомерии — таутомерия).

3. Фруктоза

Фруктоза — моносахарид, является кетозой, так как содержит кроме шести гидроксильных групп и кето-группу. Молекулярная формула $C_6H_{12}O_6$.

Фруктоза или плодовый сахар, содержится в большом количестве во фруктах, меде, нектаре.

Существует как в открытой, так и циклической форме. Цикл образуется за счет взаимодействия водорода от спиртовой группы пятого атома углерода и атома кислорода кето-группы. При этом кето-группа исчезает, а число спиртовых групп сохраняется, образуется пятичленный цикл. Правила составления формул Хеуордса такие же.



4. Сахароза

Сахароза (тростниковый сахар или свекловичный сахар) относится к **дисахаридам**. Молекула состоит из двух остатков моносахаридов: α -глюкозы и β -фруктозы. Поэтому при гидролизе сахарозы образуется смесь равных количеств глюкозы и фруктозы.

Сахароза широко распространена в природе и содержится в сахарном тростнике, свекле, кукурузе. Сахароза является ценным пищевым продуктом.

5. Полисахариды

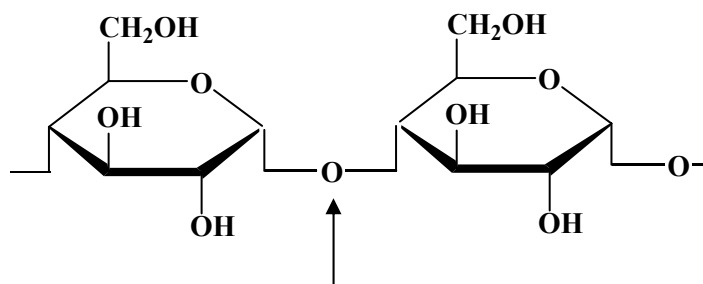
Крахмал ($C_6H_{10}O_5$)_n — один из самых распространенных полисахаридов. Крахмал белый порошок, нерастворимый в холодной воде, а в горячей воде он набухает и образует клейстер.

Крахмал встречается практически во всех растениях, выполняя роль запасного питательного продукта. Крахмал — ценный питательный продукт, его много в клубнях картофеля, рисе.

При гидролизе крахмала образуется α- глюкоза. Характерной реакцией на крахмал является его взаимодействие с йодом, сопровождающееся образованием окрашенного в синий цвет продукта реакции.

Гигантские молекулы крахмала состоят из двух типов полисахарида: более растворимого в воде — **амилозы** (20%) и нерастворимого в воде — **амилопектина** (80%). И тот, и другой состоят из остатков глюкозы.

СТРОЕНИЕ АМИЛОЗЫ

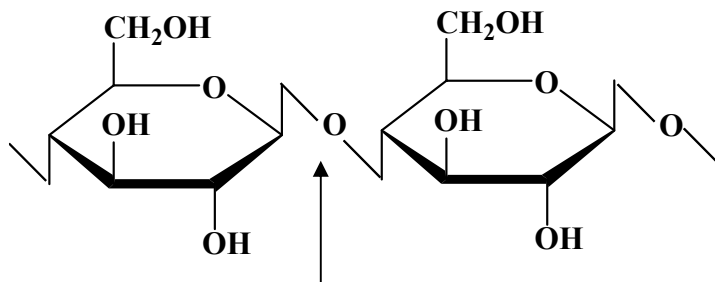


α-связь между остатками α-глюкозы

Гликоген — запасное питательное вещество у большинства животных и человека, в большом количестве накапливается в печени, мышцах, состоит из остатков α-глюкозы. В отличие от крахмала имеет только разветвленное строение.

Клетчатка (целлюлоза) ($C_6H_{10}O_5$)_n — полисахарид, присутствующий в опорных тканях растений. Клетчатка, так же как и крахмал, является полимером, структурной единицей которого является остаток глюкозы. Однако в отличие от крахмала клетчатка построена из остатков β-глюкозы.

Фрагмент молекулы целлюлозы можно представить так:



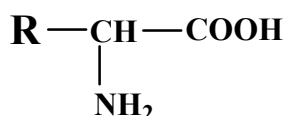
β-связь между остатками β-глюкозы

АМИНОКИСЛОТЫ И БЕЛКИ

1. Аминокислоты

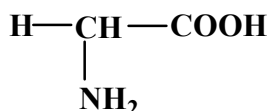
Аминокислоты — это производные углеводов, в молекуле которых содержатся карбоксильная **—COOH** и аминогруппа **—NH₂**.

Общая формула АминоКислот — **АК** (α-аминокислоты) можно представить так:

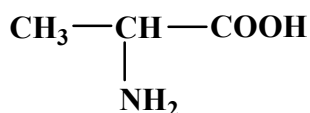


где **R** — радикал, химическая природа радикала различна.

Простейшими представителями являются:



глицин, ГЛИ



аланин, АЛА

С биологической точки зрения наибольшее значение имеют α-аминокислоты, которые входят в состав природных белков. На сегодняшний день в природных белках обнаружено около 20 аминокислот. α-аминокислоты входят в состав белков и пептидов. Некоторые α-аминокислоты синтезируются организмом и называются **заменимыми**; другие α-аминокислоты (например: валин) получает организм из пищи, такие α-аминокислоты называются **незаменимыми**.

Многие аминокислоты применяют в качестве лекарственных препаратов (глицин).

Аминокислоты — бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимы в воде. Многие обладают сладким вкусом.

Аминокислоты — амфотерные вещества. Аминогруппа придает основные свойства, карбоксильная группа — кислотные свойства.

2. Белки

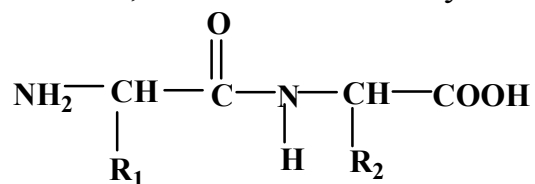
В 1938 г. голландский ученый Мульдер впервые применил термин «протеин» в качестве наименования сложных органических веществ. Этот термин происходит от греч. слова «протейос», означающего «первичный».

Белки — это природные полимеры, состоящие из аминокислот. В природных белках обнаружено 20 различных аминокислот, соединенных пептидными связями:



Для белков важна пространственная организация:

- **Первичная структура** белка — представляет собой линейную цепочку из остатков α -аминокислот, соединенных между собой пептидной связью.



первичная структура дипептида

- **Вторичная структура** белка — спираль или частично спирализованная цепочка из α -аминокислот, соединенных между собой пептидной связью. Данная структура образуется благодаря водородным связям между пептидными группами, которые довольно близко расположены в цепи α -аминокислотных остатков.

- **Третичная структура** белка — представляет собой свернутую в **глобулу** (клубок) вторичную структуру белка, стабилизированную водородными, дисульфидными, ионными, гидрофобными связями.

- **Четвертичная структура** белка (**агрегат**) — представляет собой надбелковое образование, состоящее из нескольких глобул (третичных структур), а также частей небелкового строения — витаминов, липидов, углеводов. Агрегат выступает как единое целое и выполняет биологическую функцию, не свойственную отдельно взятым глобулам. Данная организация белковых молекул характерна лишь для некоторых белковых молекул. Например: гемоглобин.

Если относительная молекулярная масса пептида более 10000, то такие пептиды называют **белками** (или протеинами). По составу белки делят на **простые** (протеины) и **сложные** (протеиды).

Значение белков в природе огромно. От порядка соединения и количественного состава аминокислот в молекуле белка зависят и вторичная, и третичная, и четвертичная структуры белка, а, следовательно, и его функции. К основным функциям белка можно отнести: структурную; транспортную; каталитическую; двигательную; энергетическую; защитную; дыхательную.

Не случайно принципиальным отличием живого от неживого на химическом уровне является наличие белковых структур как материального носителя жизни.

6. Задания для самостоятельной работы

1. Дайте определение понятиям:

- масло, твердый жир, ВЖК, гидрогенизация жиров;
- углеводы, моносахариды, дисахариды, полисахариды, кетозы; альдозы, глюкоза, фруктоза, полуацетальный гидроксил, сахароза, крахмал, целлюлоза, сахароза; гликоген, полимеры;
- аминокислота; незаменимые аминокислоты, белок; пептидная связь; первичная структура белка, вторичная структура белка, третичная структура белка, четвертичная структура белка.

2. Расскажите о строении и охарактеризуйте функции в живой природе:

- а) жиров;
- б) глюкозы;
- в) фруктозы;
- г) крахмала;
- д) целлюлозы;
- е) белков.

3. Напишите структурные формулы для предложенных веществ:

- а) трипальмитоил;
- б) триолеоил;
- в) дистераоиллиноил;
- г) трииноленоил.

4. Используя правила составления формул Хеуордса, напишите формулы Хеуордса для:

- а) β -глюкозы;
- б) β -фруктозы.

Укажите положение полуацетального гидроксила.

5. Дайте название следующим веществам по международной номенклатуре:

- а) глицерин;
- б) глюкоза;
- в) аланин;
- г) глицин.

6. Выберите правильный ответ или ответы из предложенных тестовых заданий:

Тестовое задание по теме «Жиры»

1. Жиры по химической природе это:

- а) одна из групп углеводов;
- б) сложные эфиры;
- в) полимеры, состоящие из аминокислот
- г) вещества с общей формулой $C_m(H_2O)_n$.

2. Предельными ВЖК являются:

- а) капроновая кислота;
- б) пальмитиновая кислота;
- в) линолевая кислота;
- г) стеариновая кислота.

3. В состав твердых при комнатной температуре жиров входят:

- а) главным образом остатки высших непредельных карбоновых кислот;
- б) главным образом остатки высших предельных карбоновых кислот;
- в) главным образом остатки пальмитиновой и стеариновой кислот;
- г) в основном остатки олеиновой и линолевой кислот;

4. Жидкие жиры переводят в твердые с помощью:

- а) реакции этерификации;
- б) реакции гидролиза;
- в) реакции гидрогенизации;
- г) реакции горения.

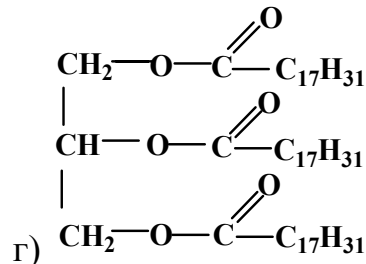
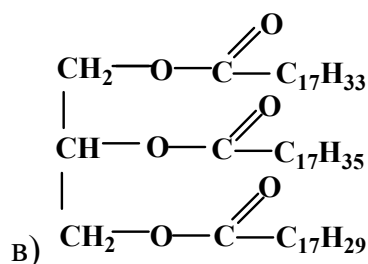
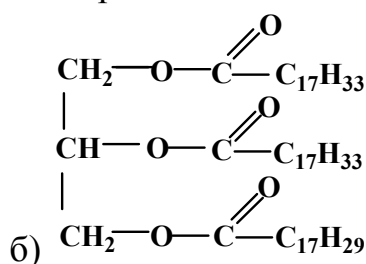
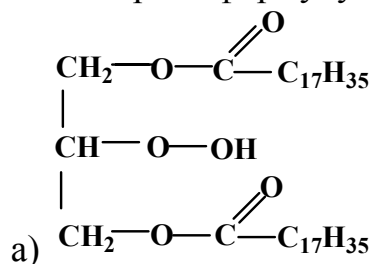
5. Триолеоил, можно охарактеризовать как:

- а) жидкий жир;
- б) твердый жир;
- в) состоит из глицерина и трех остатков олеиновой кислоты;
- г) хорошо растворим в воде.

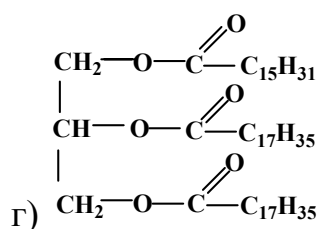
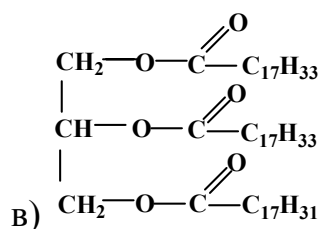
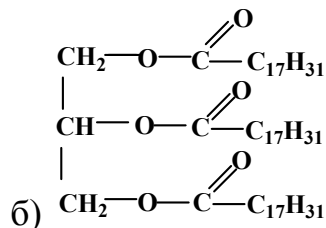
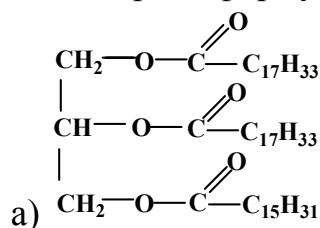
6. Формула линоленовой кислоты:

- а) $C_{17}H_{29}COOH$;
- б) $C_{15}H_{31}COOH$;
- в) $C_{17}H_{33}COOH$;
- г) $C_{17}H_{35}COOH$.

7. Выберите формулу (формулы) жидких жиров:



8. Выберите формулу диолеоилпальмитоила:



Тестовое задание по теме «Углеводы»

1. Какая функциональная группа присутствует в молекуле глюкозы, как с открытой, так и в циклической цепью атомов углерода?

- а) альдегидная; б) гидроксильная;
в) карбонильная; г) карбоксильная.

2. Укажите моносахариды:

- а) глюкоза; б) сахароза;
в) глицерин; г) фруктоза.

3. Какие моносахариды относятся к альдозам?

- а) глюкоза; б) сахароза;
в) гликоген; г) фруктоза.

4. В циклической форме глюкозы присутствует функциональная группа:

- а) гидроксильная; б) альдегидная;
в) карбоксильная; г) кетогруппа.

5. В линейной форме молекулы фруктозы присутствуют функциональные группы:

- а) кетогруппа; б) альдегидная;
в) гидроксильная; г) карбоксильная.

6. Гидролизу подвергаются:

- а) фруктоза; б) гликоген;
в) крахмал; г) сахароза.

7. Полуацетальный гидроксил расположен сверху над циклом в:

- а) α-форме глюкозы;
б) β-форме глюкозы;
в) в открытой форме фруктозы;
г) β-форме фруктозы.

8. Сахароза при гидролизе образует:

- а) β-глюкозу и β-фруктозу;

- б) α -глюкозу и α -фруктозу;
- в) β -фруктозу и α -глюкозу;
- г) β -глюкозу и α -фруктозу.

9. Интенсивно синее окрашивание наблюдается, когда раствор йода добавить к раствору:

- а) глюкозы;
- б) сахарозы;
- в) крахмала;
- г) целлюлозы.

10. В печени человека накапливается:

- а) клетчатка (целлюлоза);
- б) фруктоза;
- в) сахароза;
- г) гликоген.

11. Из остатков β -глюкозы состоит:

- а) клетчатка;
- б) гликоген
- в) крахмал;
- г) сахароза

12. Остатки α -глюкозы представлены в молекулах:

- а) гликогена;
- б) сахарозы
- в) целлюлозы;
- г) крахмала

13. Амилозу можно охарактеризовать как:

- а) один из полисахаридов крахмала, нерастворима в воде;
- б) один из полисахаридов гликогена, растворима в воде;
- в) один из полисахаридов крахмала, растворима в воде;
- г) один из полисахаридов целлюлозы, нерастворима в воде.

14. Сладкими на вкус являются:

- а) крахмал;
- б) сахароза;
- в) фруктоза;
- г) глюкоза.

15. В состав риса входит углевод:

- а) крахмал;
- б) целлюлоза;
- в) сахароза;
- г) фруктоза.

Тестовое задание по теме «Аминокислоты. Белки»

1. Какие соединения обладают амфотерными свойствами?

- а) крахмал;
- б) глицин;
- в) аланин;
- г) белок.

2. Полимерами являются:

- а) гликоген;
- б) белок;
- в) сахароза;
- г) полиэтилен.

3. Первичная структура белка формируется за счет связей:

- а) водородных;
- б) сложноэфирных
- в) пептидных;
- г) ионных

4. Какие утверждения справедливы в отношении белков?

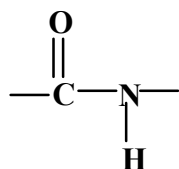
- а) Первичная структура — последовательность α -аминокислотных звеньев в линейной полипептидной цепи;
- б) продукт реакции поликонденсации β -аминокислот;
- в) при гидролизе образуется смесь различных α -аминокислот;
- г) гемоглобин — белок с четвертичной структурой.

5. Незаменимые аминокислоты:

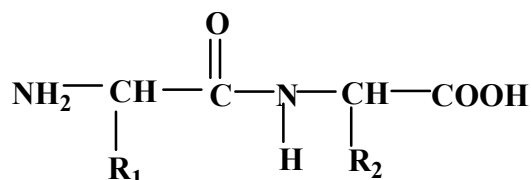
- а) их известно около 20, они образуют природные белковые молекулы;
- б) аминокислоты, которые не могут синтезироваться в организме человека;
- в) аминокислоты, различные по природе, выполняющие такие же функции как и белки;
- г) аминокислоты, которые могут синтезироваться в организме человека.

6. Выберите структурную формулу пептидной связи:

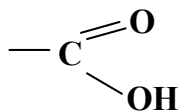
а)



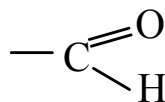
б)



в)



г)



7. Третичная структура белка:

- а) запасное питательное вещество у большинства животных и человека, в большом количестве накапливается в печени, мышцах, состоит из остатков α -глюкозы;
- б) спираль или частично спирализованная цепочка из α -аминокислот, соединенных между собой пептидной связью;
- в) представляет собой глобулу белка, стабилизированную водородными, дисульфидными, ионными, гидрофобными связями;
- г) представляет собой линейную цепочку из остатков α -аминокислот.

8. К аминокислотам можно отнести вещества:

- а) аланин;
- б) глицерин;
- в) гликоген;
- г) глицин.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Основные расчетные формулы в химии

$$Mr = \frac{m(\text{молекулы})}{m(1 \text{ а.е.м.})} = \frac{m(\text{молекулы}) \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}$$

$$Ar = \frac{m(\text{атома})}{m(1 \text{ а.е.м.})} = \frac{m(\text{атома}) \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}$$

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

уравнение Менделеева–Клапейрона

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

где P — давление, кПа;

V — объем, дм^3

R — универсальная газовая постоянная, Дж/моль К;

T — температура, К;

ρ — плотность вещества, г/мл, кг/л;

n — количество вещества, моль;

N — число структурных частиц вещества;

M — молярная масса вещества, г/моль;

N_A — число Авогадро, моль^{-1} ;

V_m — молярный объем газа, $\text{дм}^3/\text{моль}$.

2. Некоторые важнейшие физические постоянные

Число Авогадро (постоянная Авогадро) $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярный объем $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$.

Нормальные условия (н.у.) $P = 101,3 \text{ кПа}$ и $T = 273 \text{ К}$.

Универсальная газовая постоянная $R = 8,314 \text{ Дж/моль К}$.

Абсолютный нуль температуры: -273°C .

3. Электрохимический ряд напряжения металлов

Li K Sr Ba Ca Na Mg Al Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb **H₂** Cu Ag Hg Pt Au

4. Относительные молекулярные массы некоторых неорганических веществ

	OH ⁻	O ²⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻
H ⁺	18	18	36,5	81	128	34	82	98	63	98	62	78
NH ₄ ⁺	35	-	53,5	98	145	68	116	132	80	149	96	112
Na ⁺	40	62	58,5	103	150	78	126	142	85	164	106	122
K ⁺	56	94	74,5	119	166	110	158	174	101	212	138	154
Mg ²⁺	58	40	95	184	278	56	104	120	148	262	84	100
Ca ²⁺	74	56	111	200	294	72	120	136	164	310	100	116
Ba ²⁺	171	153	208	297	391	169	217	233	261	601	197	213
Al ³⁺	78	102	133,5	267	408	150	294	342	213	122	234	282
Cr ³⁺	103	152	158,5	292	433	200	344	392	238	147	284	332
Zn ²⁺	99	81	136	225	319	97	145	161	189	385	125	141
Mn ²⁺	89	71	126	215	309	87	135	151	179	355	115	131
Fe ²⁺	90	72	127	216	310	88	136	152	180	358	116	132
Fe ³⁺	107	160	162,5	296	437	208	352	400	242	151	292	340
Cu ²⁺	98	80	135	224	318	96	144	160	188	382	124	140
Ag ⁺	125	232	143,5	188	235	248	294	312	170	419	276	292
Pb ²⁺	241	223	278	367	461	239	287	303	331	811	267	283

5. Таблица растворимости солей и оснований в воде

Катионы	Анионы												
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
NH ₄ ⁺	—	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	—	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg ²⁺	м	н	р	р	р	р	н	р	р	н	н	н	р
Ca ²⁺	м	н	р	р	р	м	н	м	р	н	н	н	р
Ba ²⁺	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Al ³⁺	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н	м
Cr ³⁺	н	н	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н	р
Zn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Ni ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	н	р	р	р	—	—	р	р	н	н	н	р
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Hg ²⁺	—	—	р	м	н	н	н	р	р	н	н	—	р
Cu ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Ag ⁺	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	р	н	—	р	—	н	—	—	р
Pb ²⁺	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н	р

р — растворяется, н — не растворяется, м — мало растворяется, — в водной среде разлагается.

ЛИТЕРАТУРА

1. Врублевский, А. И. Сборник конкурсных задач и упражнений по общей и неорганической химии./ А. И. Врублевский. — Мн.: Красико-Принт, 2002. — 116 с.
2. Врублевский, А. И. Химия. 6000 новых тестов для старшеклассников и абитуриентов. / А. И. Врублевский. — 2-е изд., перераб. — Мн.: Юнипресс, 2007. — 976 с.
3. Кузьменко, Н. Е. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы: в 2 т. / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин, В. А. Попков. — М.: ОНИКС 21 век, 2001. — 2 т.
4. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах: Спр. для учителей, репетиторов и абитуриентов./ А. В. Метельский. — Мн.: БелЭн, 2002. — 532 с.
5. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для мед. спец. вузов/ Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.; под ред. Ю. А. Ершова. — М.: Высшая школа, 1993 — 560 с.
6. Резяпкин, В. И. 700 задач по химии с примерами решения для старшеклассников и абитуриентов: пособие для уч-ся общеобр. шк. и аб./ В. И. Резяпкин. — Мн.: Юнипресс, 2001 — 272 с.
7. Хомченко, Г. П. Сборник задач по химии для поступающих в ВУЗы. / Г. П. Хомченко, И. Г.Хомченко. — 4-е изд., испр. и доп. — М.: Новая волна, 2001. — 303 с.

СОДЕРЖАНИЕ

РАЗДЕЛ 1. Химия.....	3
РАЗДЕЛ 2. Химическая реакция.....	11
РАЗДЕЛ 3. Теория электролитической диссоциации. Свойства основных классов веществ в свете теории электролитической диссоциации	15
Оксиды	15
Кислоты	17
Гидроксиды.....	18
Соли	19
Комплексные соединения.....	20
Электролитическая диссоциация.....	22
Ионные реакции	25
Гидролиз солей	26
Задания для самостоятельной работы.....	28
РАЗДЕЛ 4. Окислительно-восстановительные реакции	32
РАЗДЕЛ 5. Строение атома	37
РАЗДЕЛ 6. Периодический закон Д. И. Менделеева.	
Периодическая система химических элементов	42
РАЗДЕЛ 7. Химическая связь	47
РАЗДЕЛ 8. Скорость химической реакции. Химическое равновесие	53
РАЗДЕЛ 9. Теория растворов.....	60
РАЗДЕЛ 10. Теория строения органических веществ	65
Теория строения органических веществ.....	66
Классификация органических веществ.....	67
Номенклатура органических веществ. Основные правила названия органических веществ.....	68
Изомерия органических веществ.....	70
Задания для самостоятельной работы.....	71
РАЗДЕЛ 11. Органические вещества — углеводороды	73
Алканы. Предельные углеводороды. Насыщенные углеводороды.....	77
Алкены. Этиленовые углеводороды	78
Алкины. Ацетиленовые углеводороды.....	79
Ароматические углеводороды. Арены.....	80
Задания для самостоятельной работы.....	83

РАЗДЕЛ 12. Кислородсодержащие органические вещества	84
Классификация	85
Основные химические свойства	86
Задания для самостоятельной работы.....	90
РАЗДЕЛ 13. Общие представления о жирах, углеводах и белках	92
Жиры	93
Углеводы	95
Аминокислоты и белки.....	99
Задания для самостоятельной работы.....	101
Приложения	106
1. Основные расчетные формулы в химии	106
2. Некоторые важнейшие физические постоянные	106
3 Электрохимический ряд напряжений металлов	106
4. Относительные молекулярные массы некоторых неорганических веществ	107
5. Таблица растворимости солей и оснований в воде	107
Литература.....	108

Учебное издание

Чернышева Людмила Викторовна

ОСНОВЫ ХИМИИ

Методические рекомендации по химии
для студентов подготовительного отделения факультета
подготовки специалистов для зарубежных стран

Редактор *О. В. Кухарева*
Компьютерная верстка *А. М. Елисеева*

Подписано в печать 04.01.2010
Формат 60×84¹/₁₆. Бумага офсетная 65 г/м². Гарнитура «Таймс»
Усл. печ. л. 6,51. Уч.-изд. л. 7,12. Тираж 200 экз. Заказ № 1

Издатель и полиграфическое исполнение
Учреждение образования
«Гомельский государственный медицинский университет»
246000, г. Гомель, ул. Ланге, 5
ЛИ № 02330/0549419 от 08.04.2009

