

**Министерство здравоохранения Республики Беларусь  
Учреждение образования  
«Гомельский государственный медицинский университет»**

*Кафедра общей и биоорганической химии*

**Л.В. Чернышева**

# **Задания по неорганической химии**

Учебное пособие  
для студентов подготовительного отделения  
факультета подготовки специалистов для зарубежных стран

Гомель 2005

УДК 54(075.8)

ББК 24.1 я 73

Ч 49

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

**Чернышева Л.В.**

**Ч 49** Задания по неорганической химии: Учебное пособие / Л.В. Чернышева — Гомель: УО «Гомельский государственный медицинский университет», 2005 — 50 с.

**ISBN 985-6779-30-8**

Пособие призвано помочь иностранным студентам факультета подготовки специалистов для зарубежных стран в овладении научным русским языком, русской лексикой по химии. Задания подобраны согласно требованиям к уровню знаний для поступающих в вузы.

Утверждено и рекомендовано к изданию Центральным учебным научно-методическим Советом Учреждения образования «Гомельский государственный медицинский университет» 20 сентября 2005 г., протокол № 9.

ISBN 985-6779-30-8

УДК 54(075.8)

ББК 24.1 я 73

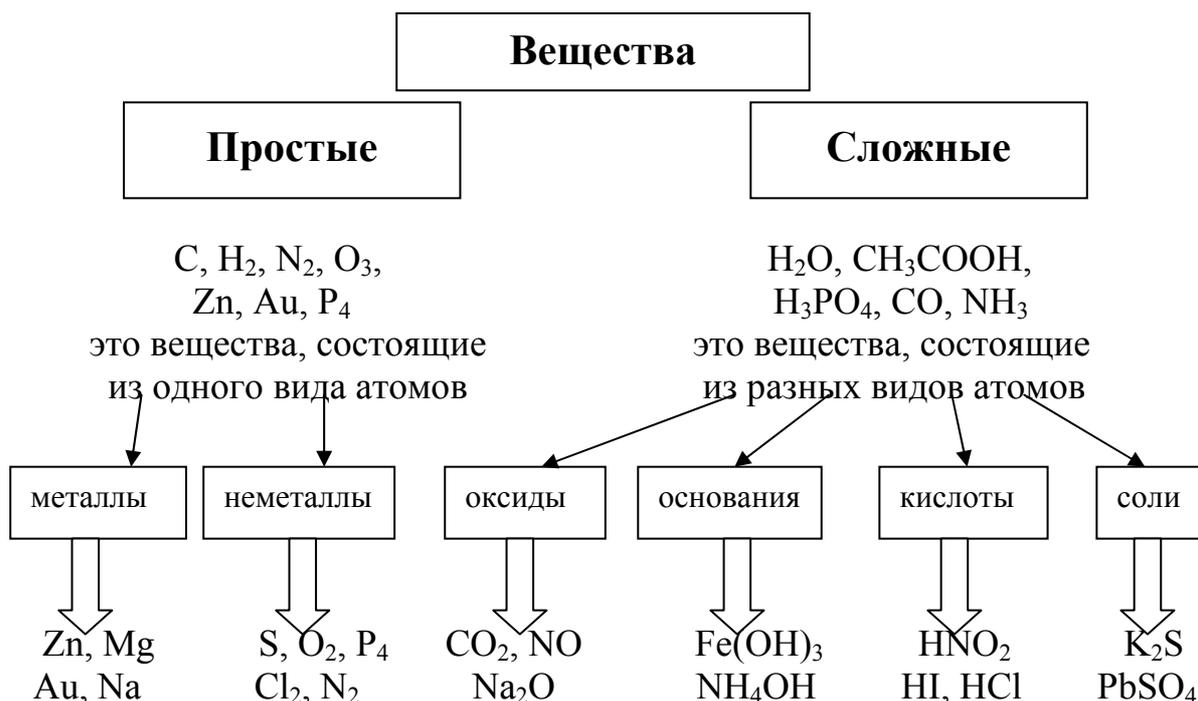
© Л.В. Чернышева, 2005  
© Учреждение образования  
«Гомельский государственный  
медицинский университет, 2005

## КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

В настоящее время известно более 500 000 неорганических 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.



### ОКСИДЫ

#### 1. Название оксидов

Название оксида состоит из:

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА + слово 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<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** — железа (III) оксид.

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

**CO<sub>2</sub>** — углерода (IV) оксид, углекислый газ;

**CO** — углерода (II) оксид, угарный газ.

Натрий и калий имеют постоянную валентность, поэтому в названии их оксидов не указывают валентность этих элементов.

$\text{Na}_2\text{O}$  – натрия оксид;

$\text{K}_2\text{O}$  – калия оксид.

## 2. Классификация оксидов

**ОКСИДЫ** — сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

Различают:

➤ **БЕЗРАЗЛИЧНЫЕ** — оксиды, которым не соответствует ни основание, ни кислота;

$\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ .

➤ **КИСЛОТНЫЕ** — оксиды, которым соответствует кислота;

**Ангидриды** — это оксиды, которым соответствует кислота:

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$  угольная кислота;

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

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

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

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

$\text{SiO}_2$  соответствует кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .

➤ **ОСНОВНЫЕ** — оксиды, которым соответствует основание:

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

$\text{FeO}$  соответствует основание  $\text{Fe(OH)}_2$ ;

$\text{MgO}$  соответствует основание  $\text{Mg(OH)}_2$ ;

$\text{CuO}$  соответствует основание  $\text{Cu(OH)}_2$ .

➤ **АМФОТЕРНЫЕ** — оксиды, которым соответствует амфотерное основание.

$\text{Al}_2\text{O}_3$  соответствует амфотерное основание  $\text{Al(OH)}_3$ ;

$\text{PbO}$  соответствует амфотерное основание  $\text{Pb(OH)}_2$ ;

$\text{Cr}_2\text{O}_3$  соответствует амфотерное основание  $\text{Cr(OH)}_3$ .

## 3. Получение оксидов

**ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ С КИСЛОРОДОМ:**

$2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$

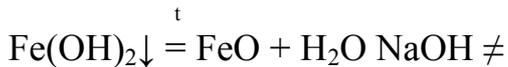
$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$

**ГОРЕНИЕ СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ**

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

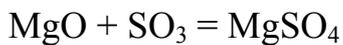
$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

## РАЗЛОЖЕНИЕ НЕРАСТВОРИМЫХ (СЛАБЫХ) ОСНОВАНИЙ.

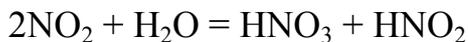


### 4. Химические свойства

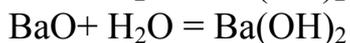
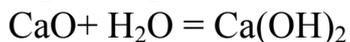
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВНОЙ ОКСИД = СОЛЬ



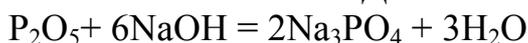
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ВОДА = КИСЛОТА



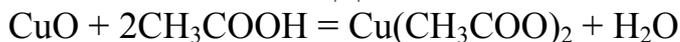
ОСНОВНОЙ ОКСИД + ВОДА = СИЛЬНЫЙ ГИДРОКСИД



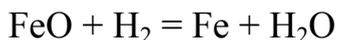
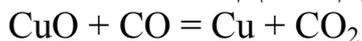
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА



ОСНОВНОЙ ОКСИД + КИСЛОТА = СОЛЬ + ВОДА



ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ НЕКОТОРЫХ ОКСИДОВ МАЛОАКТИВНЫХ  
МЕТАЛЛОВ С ВОДОРОДОМ, УГАРНЫМ ГАЗОМ

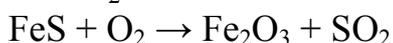
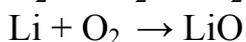
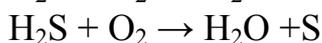
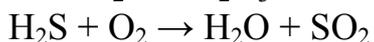
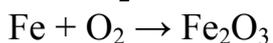
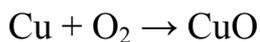


### 5. Задания для самостоятельной работы

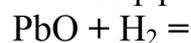
1. Дайте названия следующим оксидам: **CuO, FeO, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CaO, SO<sub>3</sub>, MgO, SiO<sub>2</sub>, AgO, PbO, Au<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.**

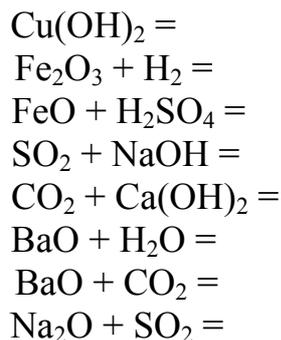
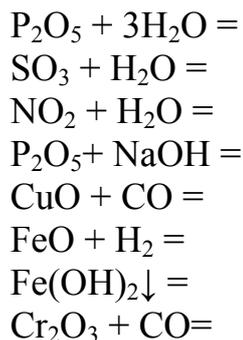
2. Пользуясь приведенными формулами, напишите формулы оксидов: натрия оксид, магния оксид, лития оксид, меди (I) оксид, хрома (VI) оксид, серы (IV) оксид, азота (V) оксид, угарный газ, вода.

3. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



4. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:





5. Рассчитайте массу (m) продукта реакции  $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ , если в реакцию вступило 0,2 моль железа. (Не забудьте расставить коэффициенты).

6. Рассчитайте массу (m) продукта реакции:  $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ , если в реакцию вступило 0,2 моль железа. (Не забудьте расставить коэффициенты).

7. Рассчитайте количество вещества (ν) для:

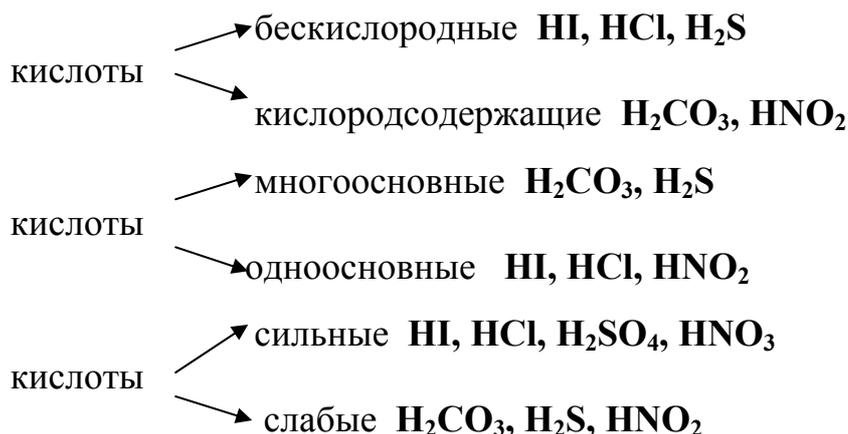
- а) 2,23 г PbO;
- б) 144 г FeO;
- в) 11,2 л O<sub>2</sub>.

8. Определите число молекул (N) в:

- а) 2 молях H<sub>2</sub>;
- б) 22,4 л NO<sub>2</sub>;
- в) 3,31 г P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>;
- г) 69 г NO<sub>2</sub>;
- д) 10 молях Na<sub>2</sub>O.

## КИСЛОТЫ

### 1. Классификация кислот



### 2. Общая характеристика

**КИСЛОТЫ** — сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.

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

Таблица 1

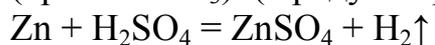
### Название кислот и солей

Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название соли
<b>HI</b>	Йодоводородная кислота	<b>I</b>	Иодид
<b>HBr</b>	Бромоводородная кислота	<b>Br<sup>-</sup></b>	Бромид
<b>HCl</b>	Хлороводородная кислота или соляная кислота	<b>Cl<sup>-</sup></b>	Хлорид
<b>HF</b>	Фтороводородная кислота или плавиковая кислота	<b>F<sup>-</sup></b>	Фторид
<b>H<sub>2</sub>S</b>	Сероводородная кислота	<b>S<sup>2-</sup></b> <b>HS<sup>-</sup></b>	Сульфид Гидросульфид
<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Серная кислота	<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> <b>HSO<sub>4</sub><sup>-</sup></b>	Сульфат Гидросульфат
<b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>	Сернистая кислота	<b>SO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> <b>HSO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>	Сульфит Гидросульфит
<b>HNO<sub>3</sub></b>	Азотная кислота	<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>	Нитрат
<b>HNO<sub>2</sub></b>	Азотистая кислота	<b>NO<sub>2</sub><sup>-</sup></b>	Нитрит
<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	Фосфорная кислота или ортофосфорная	<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b> <b>HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> <b>H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup></b>	Фосфат или ортофосфат Гидрофосфат Дигидрофосфат
<b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	Угльная кислота	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> <b>HCO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>	Карбонат Гидрокарбонат
<b>CH<sub>3</sub>COOH</b>	Уксусная кислота	<b>CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup></b>	Ацетат
<b>H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub></b>	Кремниевая кислота	<b>SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>	Силикат

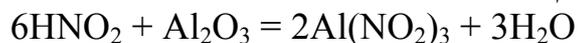
### 3. Химические свойства

КИСЛОТА + МЕТАЛЛ = СОЛЬ + ВОДОРОД

(кроме HNO<sub>3</sub>) (в ряду напряжений до H<sub>2</sub>)

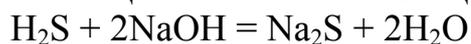


КИСЛОТА + ОСНОВНОЙ ОКСИД = СОЛЬ + ВОДА

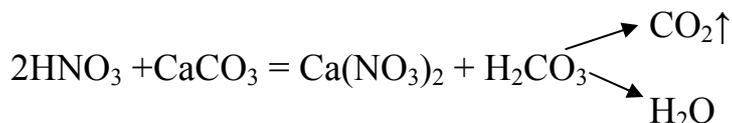


КИСЛОТА + ОСНОВАНИЕ (ГИДРОКСИД) = СОЛЬ + ВОДА

РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

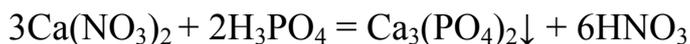


СИЛЬНАЯ КИСЛОТА ВЫТЕСНЯЕТ ИЗ СОЛИ БОЛЕЕ СЛАБУЮ ИЛИ ЛЕТУЧУЮ КИСЛОТУ



КИСЛОТА-1 + СОЛЬ-2 = КИСЛОТА-2 + СОЛЬ-1

(если при этом образуется осадок)



#### РАЗЛОЖЕНИЕ НЕКОТОРЫХ КИСЛОТ



#### 4. Задания для самостоятельной работы

1. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

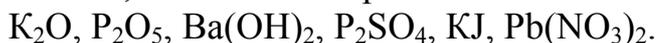


2. Составьте уравнения реакций между серной кислотой:



3. Приведите примеры реакций, которые доказывают основной характер веществ BaO и Ba(OH)<sub>2</sub>.

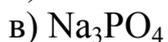
4. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно:



5. Напишите уравнения реакций между H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и:

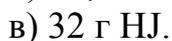


6. Напишите уравнения реакций между уксусной кислотой и:



7. Какая масса (m) соли образуется при взаимодействии 6 г натрия гидроксида с серной кислотой.

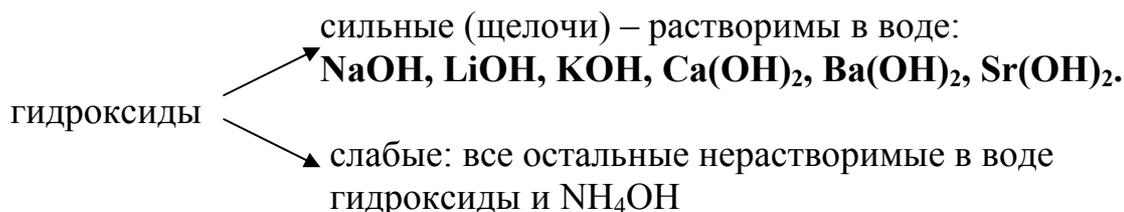
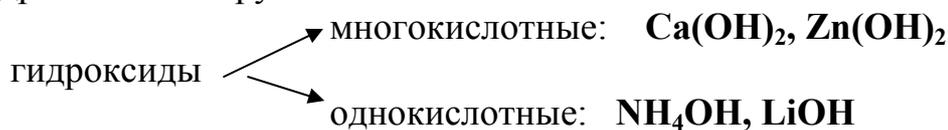
8. Какое количество вещества содержится в:



## ГИДРОКСИДЫ

### 1. Классификация гидроксидов (оснований)

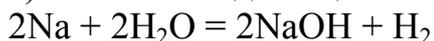
**ГИДРОКСИДЫ** — сложные вещества, состоящие из атомов металла и гидроксильных групп — OH.



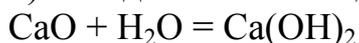
### 2. Получение

ПОЛУЧЕНИЕ СИЛЬНЫХ ГИДРОКСИДОВ (ЩЕЛОЧЕЙ):

а) металл + вода = щелочь + водород:

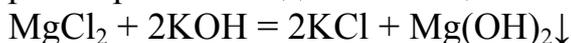


б) оксид металла + вода = щелочь:



ПОЛУЧЕНИЕ СЛАБЫХ ГИДРОКСИДОВ (ОСНОВАНИЙ):

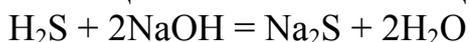
растворимая в воде соль + щелочь = слабый гидроксид + соль



### 3. Химические свойства

КИСЛОТА + ОСНОВАНИЕ (ГИДРОКСИД) = СОЛЬ + ВОДА

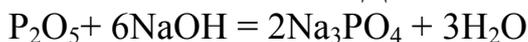
РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ



РАЗЛОЖЕНИЕ СЛАБЫХ ОСНОВАНИЙ = ОКСИД + ВОДА.

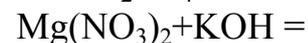
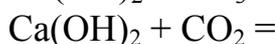
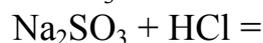
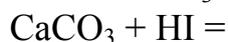
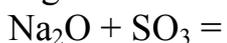
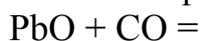


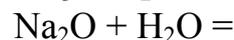
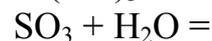
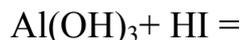
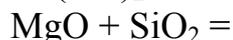
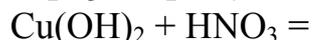
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА



### 4. Задания для самостоятельной работы

1. Допишите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты в них:





2. Что будет при прокаливании следующих веществ:

- а) гидроксида цинка;
- б) гидроксида алюминия;
- в) гидроксида меди;
- г) гидроксида железа (II)?

Напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты.

3. Напишите уравнения взаимодействия йодоводородной кислоты с:

- а) Zn
- б)  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- в)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$
- г) PbO

4. Напишите уравнения взаимодействия гидроксида меди с:

- а)  $\text{SO}_3$
- б) HI
- в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- г) HCl

5. Рассчитайте, какое количество вещества содержат указанные порции веществ:

- а)  $5,6 \times 10^{23}$  молекул кальция карбоната;
- б) 14,93 л (н.у.) кислорода.

6. Определите, какое число молекул или атомов содержат указанные порции веществ:

- а) 0,06 моль калия гидроксида;
- б) 7 л (н.у.) аммиака;
- в) 1,4 г азота.

7. Рассчитайте массу (г) следующих порций веществ:

- а)  $3,2 \times 10^{24}$  молекул оксида фосфора (V);
- б) 13,4 л (н.у.) водорода.

8. Образец вещества массой 6,6 г содержит  $9 \times 10^{22}$  молекул. Определите молярную массу вещества.

## СОЛИ

### 1. Общая характеристика

**СРЕДНИЕ СОЛИ** — состоят из металла и кислотного остатка.

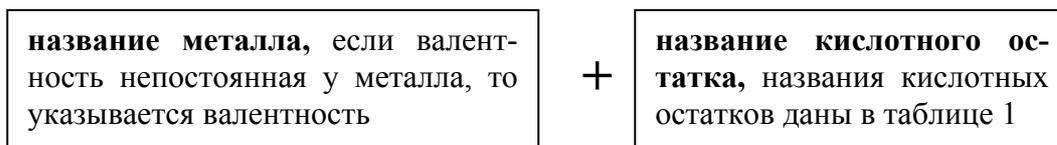
**ОСНОВНЫЕ СОЛИ** — состоят из металла, кислотного остатка и гидроксильной группы — OH.

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



## 2. Название солей

Название средней соли состоит:



Название кислой соли состоит:



Название основной соли состоит:



Например:

$\text{Na}_2\text{S}$  — НАТРИЯ СУЛЬФИД

↓                      ↓  
 название металла    название кислотного остатка

$\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3$  — ЖЕЛЕЗА (III) СИЛИКАТ

↓                      ↓  
 название металла    название кислотного остатка  
 с указанием валентности

$\text{NaHCO}_3$  — НАТРИЯ **ГИДРОКАРБОНАТ**

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

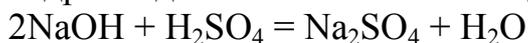
$\text{FeOHNO}_3$  — ЖЕЛЕЗА (II) **ГИДРОКСОНИТРАТ**

приставка **гидроксо-**, так как основная соль

### 3. Получение

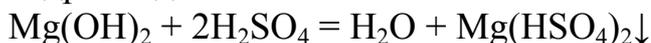
#### СРЕДНИХ СОЛЕЙ:

гидроксид + кислота = соль + вода:



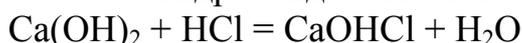
#### КИСЛЫХ СОЛЕЙ:

гидроксид + *избыток* кислоты = кислая соль + вода:



#### ОСНОВНЫХ СОЛЕЙ:

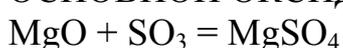
*избыток* гидроксида + кислота = основная соль + вода:



МЕТАЛЛ + НЕМЕТАЛЛ = СОЛЬ:



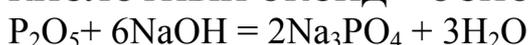
ОСНОВНОЙ ОКСИД + КИСЛОТНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ:



ОСНОВНОЙ ОКСИД + КИСЛОТА = СОЛЬ + ВОДА:

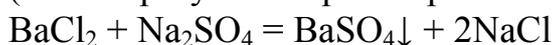


КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА:



СОЛЬ-1 + СОЛЬ-2 = СОЛЬ-3 + СОЛЬ-4

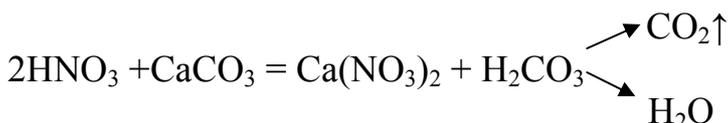
(если образуется нерастворимая соль)



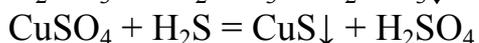
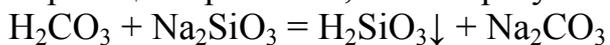
### 4. Химические свойства

СОЛЬ -1 + КИСЛОТА-2 = КИСЛОТА-1 + СОЛЬ-2

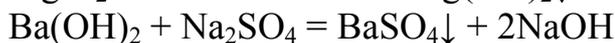
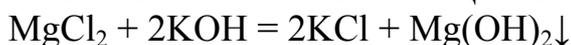
➤ более сильная кислота вытесняет более слабую из соли:



➤ реакция протекает, если образуется нерастворимое вещество:



РАСТВОРИМАЯ СОЛЬ + ЩЕЛОЧЬ = ГИДРОКСИД + СОЛЬ



ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ СОЛЕЙ:

➤ разложение нерастворимых карбонатов:



➤ разложение нитратов различных металлов:

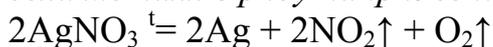
*металл стоит в ряду напряжений металлов до магния:*



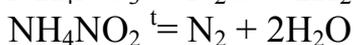
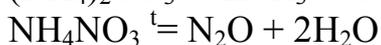
*если металл стоит в ряду напряжений от магния до меди (включительно):*



если металл в ряду напряжений стоит после меди:



➤ разложение солей аммония:



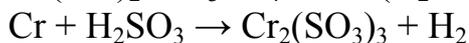
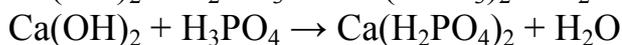
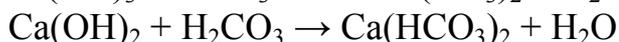
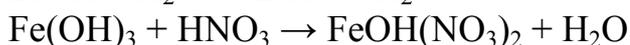
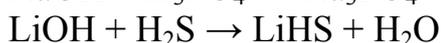
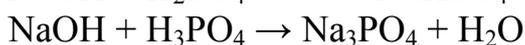
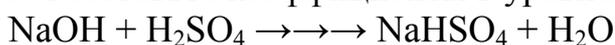
### 5. Задания для самостоятельной работы.

1. Дайте названия солям:  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaS}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{HSO}_4)_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{MnI}_2$ ,  $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{CrPO}_4$ ,  $\text{AgF}$ ,  $\text{ZnSiO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KHCO}_3$ .

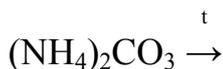
2. Составьте формулы солей, пользуясь названиями:

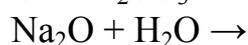
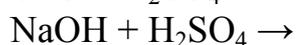
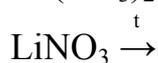
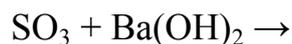
натрия иодид;	натрия сульфид;	магния нитрит;
натрия иодид;	натрия карбонат;	марганца силикат;
калия сульфид;	калия силикат;	калия гидрокарбонат;
калия хлорид;	калия фторид;	цинка нитрат;
лития хлорид;	лития фосфат;	железа (II) карбонат;
меди карбонат	меди гидросульфат;	хрома ацетат;
меди сульфит;	меди ацетат;	хрома фторид;
железа (II) фторид;	железа (III) нитрат;	цинка нитрит;
серебра сульфит;	цинка карбонат;	серебра сульфат.

3. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:

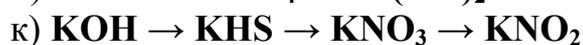
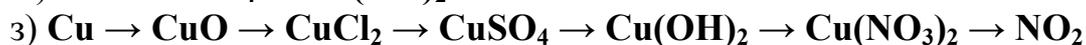
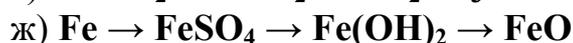
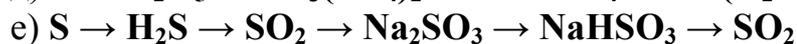
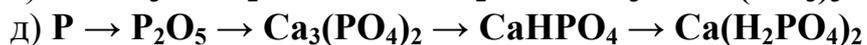
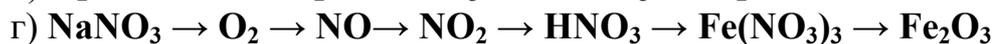
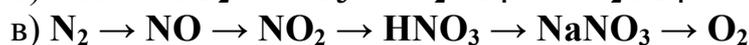
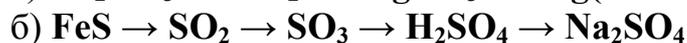


4. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты в них.





5. Осуществите превращения по схемам:



6. Определите массу:

а) натрия карбоната количеством вещества 0,25 моль;

б) натрия иодида количеством вещества 0,6 моль;

в) магния сульфата количеством вещества 0,1 моль.

7. Какое количество вещества содержится в:

а) оксиде серы (VI) массой 12 г;

б) железа (II) сульфиде массой 22 г;

в) броме ( $\text{Br}_2$ ) массой 12,8 г;

г) натрия силиката массой 30,8 г?

8. Сколько структурных единиц содержится в:

а) 50,8 г йода ( $\text{I}_2$ );

б) 0,7 молях серебра нитрата;

в) 0,35 молях натрия хлорида;

г) 10 г магния силиката?

9. Какой объем при н.у. займут:

а) 0,25 моль хлороводорода;

б) 4 г фтороводорода;

в) 3,4 г сероводорода;

г) 0,5 моль оксида серы (IV);

$1,505 \times 10^{23}$  молекул оксида азота (V);

$6,2 \times 10^{23}$  молекул хлора ( $\text{Cl}_2$ )?

10. Железо может быть получено восстановлением оксида железа (III) водородом. Какую массу водорода и оксида железа (III) надо взять для получения 140 г железа?

11. Какую массу фосфора нужно сжечь для получения оксида фосфора (V) массой 7,1 г?

12. Какие массы натрия и брома ( $\text{Br}_2$ ) потребуются для получения натрия бромида массой 5,15 г?

13. Какая масса бария сульфата образуется при взаимодействии 62,4 г бария хлорида с серной кислотой?

14. Какой объем водорода (н.у.) выделится при взаимодействии 1,04 г хрома с соляной кислотой?

15. Какой объем водорода выделится при растворении 6 г магния в соляной кислоте?

16. Какая масса осадка образуется при взаимодействии меди сульфата с 2,8 л (н.у.) сероводородом?

17. Оксид магния сплавил с 6 г оксида кремния. Какая масса соли образовалась?

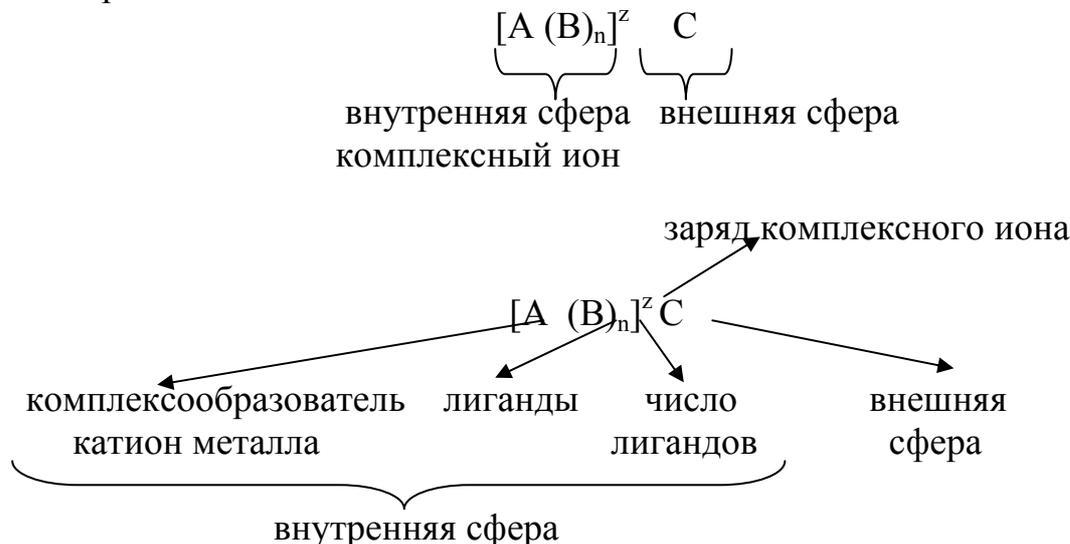
18. Какой объем аммиака ( $\text{NH}_3$ ) прореагировал с соляной кислотой, если образовалось 53,5 г аммония хлорида ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ )?

## КОМПЛЕКСНЫЕ СОЛИ

### 1. Строение комплексных солей

**КОМПЛЕКСНЫЕ СОЛИ** — это вещества, содержащие комплексный ион.

Строение комплексной соли:



### 2. 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:

➤ называется число лигандов;

1 — не называется

3 — три-

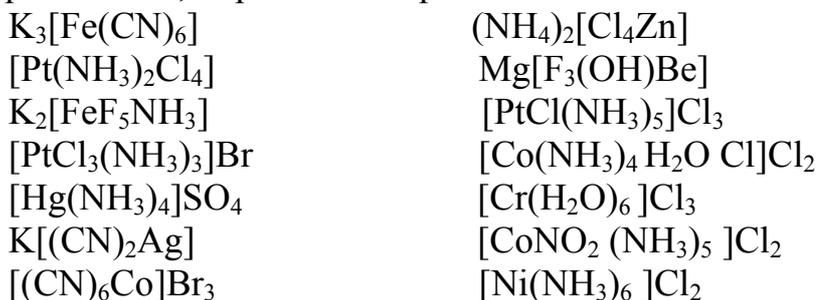
2 — ди-

4 — тетра-



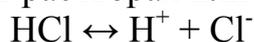
### 3. Задания для самостоятельной работы.

1. Назовите следующие комплексные соединения, назовите комплекссообразователь, определите заряд комплексного иона:



## ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

**ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ** — процесс распада молекул электролитов на ионы в растворах или расплавах.



**Диссоциация** — распад вещества на ионы.

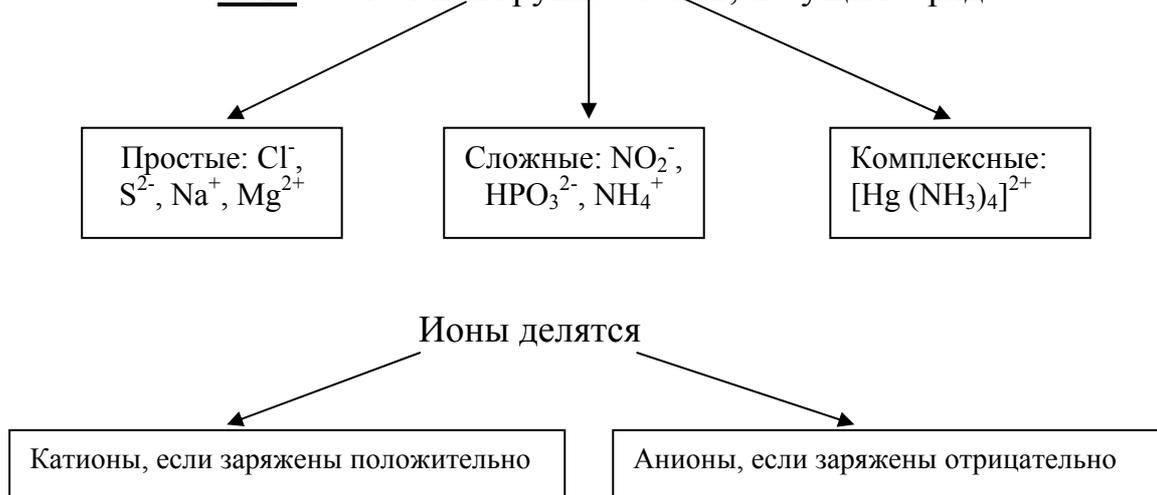
**Электролиты** — вещества, растворы или расплавы которых пропускают электрический ток.

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.



### 1. Теория электролитической диссоциации

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

2. **Степень диссоциации** ( $\alpha$ ) — 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 более 30%;
- **слабые** — степень диссоциации менее 3%.

5. Слабые электролиты диссоциируют обратимо и частично.

6. Степень диссоциации слабых электролитов во много раз менее 100%.

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

8. Слабые электролиты — многие органические вещества, например, уксусная кислота; слабые кислоты, нерастворимые в воде основания и  $\text{NH}_4\text{OH}$ , оксиды, вода и другие.

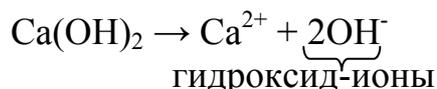
## 2. Основные классы неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации

**Кислоты** — электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием катионов водорода ( $\text{H}^+$ ) и ионов кислотного остатка. Слабые кислоты диссоциируют ступенчато и обратимо, сильные, как правило, в одну степень и необратимо.

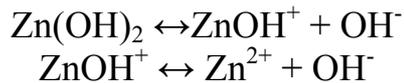


водорода      кислотного остатка

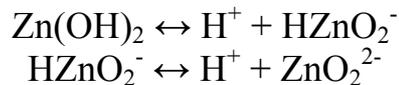
**Основания** — электролиты, в водном растворе диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов ( $\text{OH}^-$ ) и ионов металла. Сильные гидроксиды диссоциируют в одну степень и необратимо, слабые — ступенчато и обратимо.



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



или

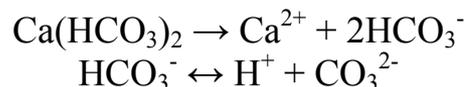


**Средние соли** — электролиты, в водных растворах распадающиеся на катионы металла и анионы кислотного остатка. Диссоциируют в одну ступень и необратимо.

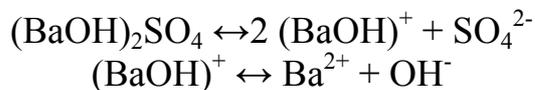


металла      кислотного остатка

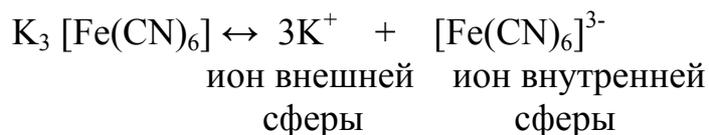
**Кислые соли** — электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием ионов водорода ( $\text{H}^+$ ), катионов металла и анионов кислотного остатка. Диссоциируют ступенчато: по первой ступени — необратимо; затем по другим ступеням — обратимо.



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



**Комплексные соли** — электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием ионов внешней сферы и ионов внутренней сферы.



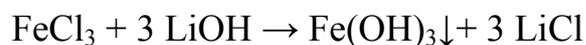
**Оксиды** — неэлектролиты, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

## ИОННЫЕ РЕАКЦИИ

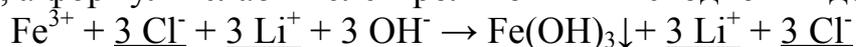
### 1. Ионные реакции

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

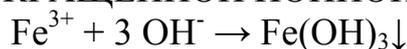
Например, при взаимодействии раствора железа (III) хлорида и лития гидроксида выпадает осадок железа (III) гидроксида:



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:



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



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 ( $\text{Cl}^-$  и  $\text{Li}^+$ ) 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 2.

Ионные реакции протекают необратимо, если в результате реакции образуется:

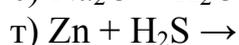
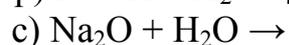
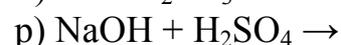
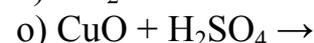
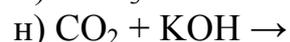
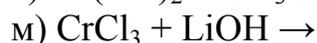
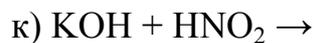
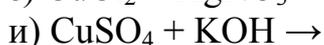
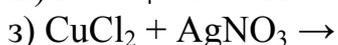
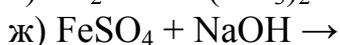
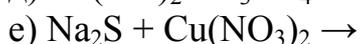
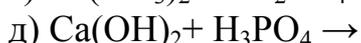
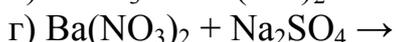
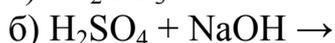
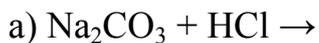
➤ труднорастворимые вещества (осадки);

➤ газы (летучие вещества);

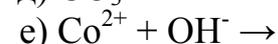
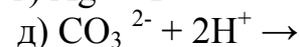
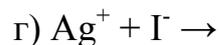
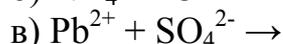
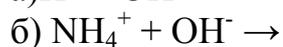
➤ слабые электролиты (плохо диссоциирующие вещества).

## 2. Задания для самостоятельной работы

1. Составьте уравнения реакций, протекающих в водных растворах, в молекулярной, ионной и сокращенной ионных формах. Расставьте коэффициенты.



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



## ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

### 1. Общая характеристика

Гидролиз солей — один из видов ионных реакций. В результате гидролиза образуется слабый электролит. Как правило, соли гидролизуются обратимо.

**ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ** — обменная реакция между ионами растворимого вещества и молекулами воды.

Условия гидролиза:

- гидролизу подвергаются только растворимые в воде вещества;
- гидролиз может протекать как обратимо, так и необратимо;
- если соль образована катионами слабого гидроксида и анионами слабой кислоты, то гидролиз такой соли, как правило, протекает необратимо;
- соли, образованные катионами сильного гидроксида и анионами слабой кислоты, подвергаются обратимому гидролизу;
- соли, образованные катионами слабого гидроксида и анионами сильной кислоты, подвергаются обратимому гидролизу;
- соли, образованные катионами сильного гидроксида и анионами сильной кислоты гидролизу не подвергаются;

Усилить гидролиз соли можно:

- нагреванием раствора;
- разбавлением раствора;
- связыванием какого-либо продукта гидролиза.

### 2. Примеры гидролиза солей

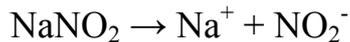
Рассмотрим четыре основных типа солей и их отношение к гидролизу.

➤  $\text{NaNO}_3$  — соль гидролизу **не подвергается**

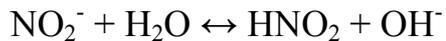
↓  
катион                      анион  
сильного                      сильной  
гидроксида                      кислоты                       $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$

➤  $\text{NaNO}_2$  — соль гидролизу **подвергается**

↓  
катион                      анион  
сильного                      слабой  
гидроксида                      кислоты



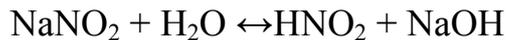
(записываем диссоциацию соли в водном растворе)



(гидролиз сводится к связыванию молекулами воды анионов слабой кислоты в слабую кислоту)



(записываем полное ионное уравнение гидролиза соли)



(записываем молекулярное уравнение гидролиза)

➤  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — соль гидролизу **подвергается**



катион

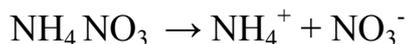
анион

слабого

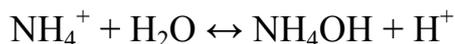
сильной

гидроксида

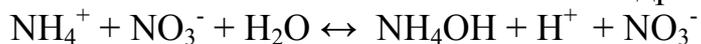
кислоты



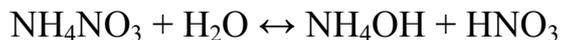
(записываем диссоциацию соли в водном растворе)



(гидролиз сводится к связыванию молекулами воды анионов слабого гидроксида в слабое основание)



(записываем полное ионное уравнение гидролиза соли)



(записываем молекулярное уравнение гидролиза соли)

➤  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$  — соль гидролизу **подвергается**



катион

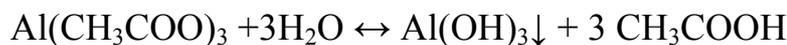
анион

слабого

слабой

гидроксида

кислоты



(гидролиз сводится к образованию слабого основания и слабой кислоты)

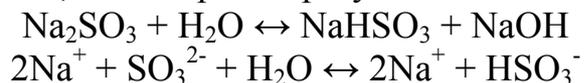
➤  $\text{CaCO}_3$  — соль гидролизу **не подвергается, так как нерастворима**

**в воде.**

Таким образом, если соль образована слабой кислотой или слабым основанием, то число ступеней гидролиза равно заряду соответствующего слабого иона. Например, соль натрия фторид —  $\text{NaF}$ , содержит слабую кислоту фтороводородную —  $\text{HF}$ , заряд слабого аниона  $\text{F}^-$ , поэтому соль будет гидролизываться в одну ступень. Соль аммония сульфата —  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , будет гидролизываться по слабому аниону  $\text{NH}_4^+$ , поэтому гидролиз протекает в одну ступень.

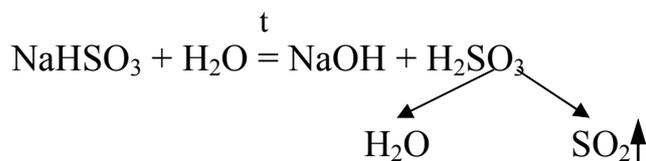
Гидролиз по второй или третьей ступени выражен очень не значительно. Поэтому в растворе всегда больше частиц, которые образуются на первой ступени гидролиза.

Например, гидролиз натрия сульфита:  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  — идет до образования натрия гидроксида ( $\text{NaOH}$ ) и сернистой кислоты ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), которая выделяется в виде сернистого газа ( $\text{SO}_2$ ) из раствора. Максимально гидролиз протекает по первой ступени, на которой образуется:



Как видно, из приведенных уравнений в растворе накапливаются в большом количестве ионы натрия, немного меньше гидросульфит-ионы.

Чтобы увеличить гидролиз этой соли, можно раствор соли прокипятить. При нагревании растворимость газов уменьшается, и сернистый газ начнет интенсивно выделяться из раствора. При этом в растворе будет увеличиваться количество щелочи и щелочность среды будет возрастать.



### 3. Задания для самостоятельной работы

1. Запишите гидролиз приведенных солей, приведите уравнения в ионной форме:

- |                             |   |
|-----------------------------|---|
| а) $\text{NaF}$             | е) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ |
| б) $\text{NaNO}_2$          | ж) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$   |
| в) $\text{K}_2\text{S}$     | з) $\text{FeCl}_3$                      |
| г) $\text{CrCl}_3$          | и) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$           |
| д) $\text{NH}_4\text{NO}_3$ | к) $\text{CoF}_2$                       |

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

### 1. 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 значениями 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 внешнем 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:  $Si^{+4}C^{-4}$ .

**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.

## **2. Вычисление степеней окисления химических элементов в молекулах различных веществ**

**ПРАВИЛА ОПРЕДЕЛЕНИЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ:**

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

➤ Фтор всегда проявляет степень окисления: **-1**.

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

➤ Для многих атомов характерно наличие нескольких степеней окисления.

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

➤ Отрицательные значения степени окисления имеют только неметаллы.

➤ 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.

➤ Щелочные металлы: Na, Li, K имеют степень окисления: **+1** или **0**.

➤ Щелочноземельные металлы Ca, Ba, Sr, и Mg имеют степень окисления: **+2** или **0**.

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

➤ В нейтральных молекулах сложных веществ алгебраическая сумма всех степеней окисления равна **0**.

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

➤ 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.

$N^{-3}H_3^{+1}$  — водород с неметаллом азотом проявляет степень окисления +1, общий заряд водорода в молекуле:  $(+1) \times 3 = +3$ . 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:  $(+1) \times 4 = +4$ . 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:  $(-2) \times 5 = -10$ . Рассчитаем степень окисления азота:

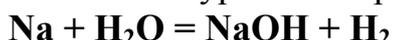
$$-10 + 2x = 0$$

$$x = 10/2$$

$$x = +5$$

### 3. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса

➤ Записать уравнение реакции:



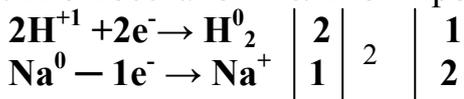
➤ Проставить степени окисления элементов, которые изменяются в ходе химической реакции:



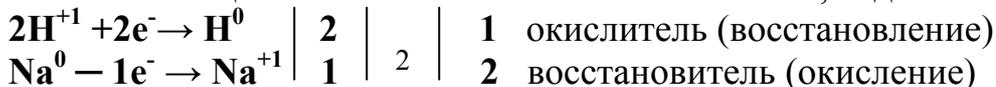
➤ Отдельно выписать процесс окисления и восстановления. При этом указать, какое количество электронов участвовало в каждом процессе.



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



➤ Указать вещество — окислитель и восстановитель, подписать процесс.

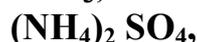


➤ Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительном уравнении реакции

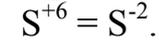
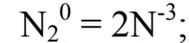
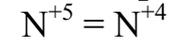
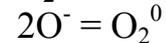
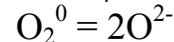
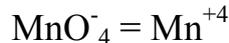
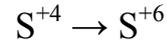
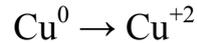
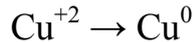
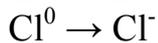
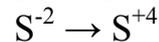
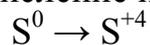
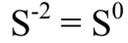
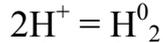
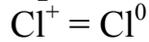
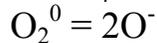
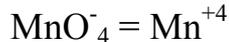
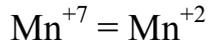
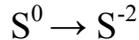
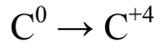
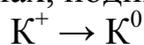


#### 4. Задания для самостоятельной работы

1. Определите степень окисления всех элементов в соединениях:



2. Укажите число отданных или принятых электронов в приведенных схемах, подпишите какой это процесс: окисление или восстановление:



2. Определите степень окисления:

➤ хрома в:



➤ марганца в:

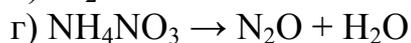
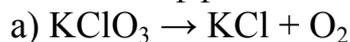


➤ железа в:

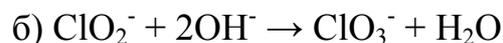
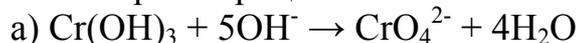


3. Проставьте все степени окисления элементов в уравнениях реакций.

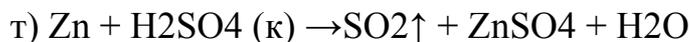
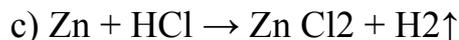
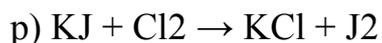
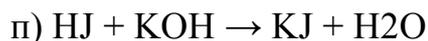
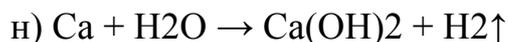
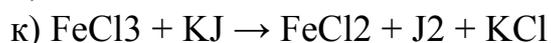
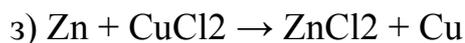
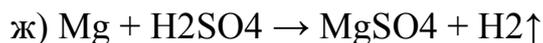
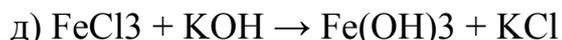
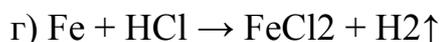
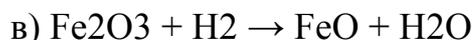
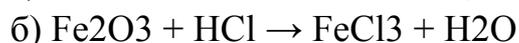
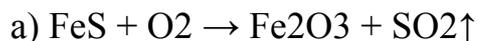
Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



4. Выберите процессы окисления:



5. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях реакций:



6. Найдите массу натрия хлорида ( $\text{NaCl}$ ), если в реакцию:

$\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$  вступило 0,4 моль натрия  $\text{Na}$ . Не забудьте расставить коэффициенты.

7. Рассчитайте массу магния и количество вещества кислорода в реакции:  $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$ , если образовалось 8 г оксида магния  $\text{MgO}$ . Не забудьте расставить коэффициенты.

8. Какое количество вещества кислорода прореагировало и какая масса воды образовалась в ходе реакции:  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ , если израсходовано 16 г водорода  $\text{H}_2$ ? Не забудьте расставить коэффициенты.

9. Какое количество вещества меди  $\text{Cu}$  прореагировало и какая масса оксида меди образовалась в ходе реакции:  $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$ , если израсходовано  $18,06 \times 10^{23}$  молекул кислорода водорода  $\text{O}_2$ ? Не забудьте расставить коэффициенты.

10. Какое количество вещества кальция и какое количество молекул азота прореагировали в ходе реакции:  $\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2$ , если образовалось 14,8 г  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ ? Не забудьте расставить коэффициенты.

11. Какое количество вещества кислорода и какая масса железа прореагировали в ходе реакции:  $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ , если образовалось 160 г оксида железа (III)? Не забудьте расставить коэффициенты.

12. Какие массы (г) алюминия и йода прореагировали в ходе реакции:  $\text{Al} + \text{I}_2 \rightarrow \text{AlI}_3$ , если образовалось 0,2 моль  $\text{AlI}_3$ ? Не забудьте расставить коэффициенты.

13. Рассчитайте объемы водорода и кислорода (н.у.) полученные при разложении 0,5 моль  $\text{H}_2\text{O}$ .

14. Определите, какой объем кислорода потребуется, и какой объем азота получится при сгорании 2 л аммиака (н.у.).

15. Какой объем углекислого газа получится при сгорании 3 л метана (н.у.).

## СТРОЕНИЕ АТОМА

### 1. Строение атома

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. 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 количество протонов в ядре.

$$\text{№ хим. элемента} = Z,$$

где  $Z$  — это количества протонов в ядре:  $Z = \sum \text{p}^+$

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.

$$\begin{aligned} \sum {}^1_1\text{p}^+ &= \sum e^- \\ N &= \sum e^- \\ N &= Z, \end{aligned}$$

где  $N$  — количество электронов в электронейтральном атоме,

$Z$  — это количества протонов в ядре.

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

$$\begin{aligned} Ar &= \sum^1_1 p^+ + \sum^1_0 n \\ N &= \sum^1_0 n \\ Ar &= Z + \sum^1_0 n, \end{aligned}$$

где **Ar** — относительная атомная масса химического элемента;

**N** — количество электронов в электронейтральном атоме;

**Z** — это количества протонов в ядре.

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

Изотопы водорода.

**Протий**



$$Ar = 1$$

$$\sum p^+ = 1$$

$$\sum^1_0 n = 0$$

**Дейтерий**



$$Ar = 2$$

$$Ar = \sum p^+ + \sum^1_0 n$$

$$\sum p^+ = 1$$

$$\sum^1_0 n = 1$$

**Тритий**



$$Ar = 3$$

$$\sum p^+ = 1$$

$$\sum^1_0 n = 2$$

В таблице Д.И. Менделеева приведены средние значения относительных масс элементов с учетом их изотопного состава.

**ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ** — вид атомов с определенным зарядом ядра.

## 2. Строение электронных оболочек атома

**Электронное облако** — область пространства, где может находиться электрон.

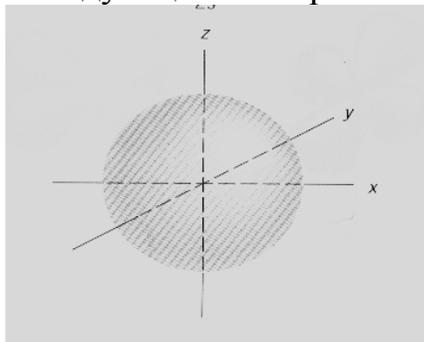
**Электронная орбиталь** — область пространства вокруг ядра, где вероятность нахождения электрона равна 90%.

Электрон характеризуется еще собственным вращательным движением, которое называется **СПИН** электрона. Спин определяет направление вращения электрона вокруг своей оси.

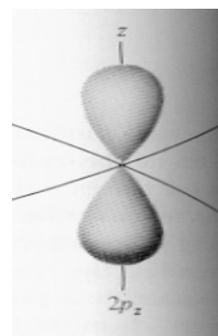
Спин принимает значения:

$$+1/2 \text{ и } -1/2 \quad \text{или} \quad \uparrow \text{ и } \downarrow.$$

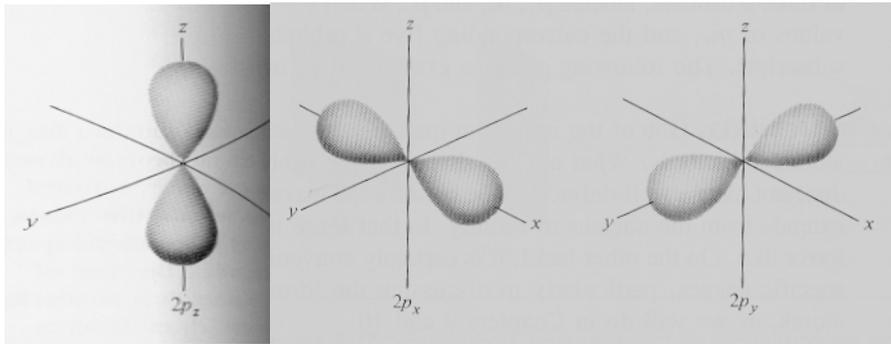
Различают следующие электронные орбитали:



s — орбиталь



p — орбиталь



p — орбитали располагаются под углом девяносто градусов в трех взаимно перпендикулярных плоскостях.

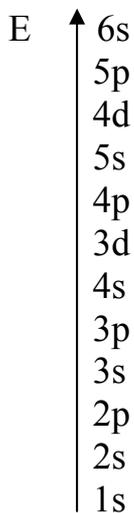
Электроны располагаются вокруг ядра по электронным слоям, которые называются **ЭНЕРГЕТИЧЕСКИМИ УРОВНЯМИ**.

**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.

Электроны располагаются на энергетических уровнях и подуровнях согласно **ПРИНЦИПА НАИМЕНЬШЕЙ ЭНЕРГИИ** — электроны сначала заполняют энергетический уровень с наименьшим значением главного квантового числа.

Энергетические уровни и подуровни заполняются следующим образом:



На одной орбитали может находиться не более двух электронов с взаимно противоположными спинами.

### 3. Задания для самостоятельной работы

1. Напишите электронную конфигурацию атомов:

водорода;

лития;

углерода;

неона;

магния; хрома;  
калия; меди;  
аргона; алюминия;  
фосфора; кремния.

2. Напишите электронные конфигурации элементов: P, Al, Ar, Si. К каким семействам они относятся: s-, p-, d- элементов?

3. Сколько электронов, протонов и нейтронов находится в атомах:  $^{19}_9\text{F}$ ,  $^{59}_{27}\text{Co}$ ,  $^{207}_{82}\text{Pb}$ ,  $^{188}_{76}\text{Os}$ .

4. Напишите электронные конфигурации ионов:

$\text{Si}^{2+}$ ;	$\text{Cl}^{-1}$ ;
$\text{Cl}^{+7}$ ;	$\text{O}^{2-}$ ;
$\text{Fe}^{3+}$ ;	$\text{Cr}^{3+}$ ;
$\text{Cu}^{+1}$ ;	$\text{F}^{-1}$ .

5. Сколько электронов находится на s-подуровнях в атоме: Mg, P?

6. Сколько электронов находится на предвнешнем энергетическом уровне в атоме Ti; Co; As?

7. Сколько полностью заполненных электронных орбиталей имеют атомы: S; C; Be?

8. Приведите примеры s-, p-, d-элементов, изобразите их электронные конфигурации.

9. Напишите электронную конфигурацию химического элемента, у которого на 2p-подуровне один электрон. Какой это химический элемент?

10. Электронная формула атома имеет окончание  $\dots 3p^3$ . Напишите полную электронную конфигурацию этого элемента и определите порядковый номер в периодической системе.

11. Определите число неспаренных электронов в атомах следующих элементов: Mg, Mn, Br.

12. Определите порядковый номер элемента в периодической системе, количество нейтронов в его ядре, если его электронная конфигурация имеет окончание  $\dots 3d^5 4s^2$ .

13. Какие элементы имеют строение внешнего энергетического уровня:  $ns^2 np^5$ ?

## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

### **1. Химическая связь**

**ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ** — это результат взаимодействия 2-х 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.

## ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ:

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



показана пара электронов,  
которая осуществляет ковалентную химическую связь  
между водородом и хлором

➤ Ионная связь — представлена между атомами, у которых сильно отличаются значения электроотрицательности.

Самым электроотрицательными атомами являются:

(расположены в порядке уменьшения электроотрицательности)

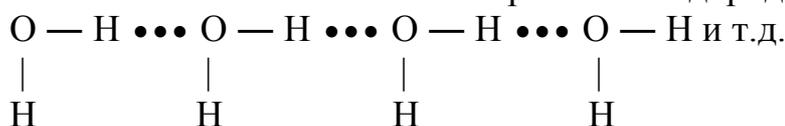


➤ Металлическая связь — химическая связь, осуществляемая электронами в кристалле любого металла.

➤ 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.

Схематичное изображение водородной связи:



## 2. Ковалентная химическая связь

Ковалентная химическая связь — это одна из самых прочных и распространенных типов химической связи. 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  $\text{H}_2$ ;  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{F}_2$  содержат ковалентную неполярную связь.

**КОВАЛЕНТНАЯ ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ** — представлена в молекулах, чьи атомы различаются электроотрицательностью.

Например, молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NH}_3$  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)

Для описания строения молекулы воды воспользуемся методом валентных связей.

➤ **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.

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

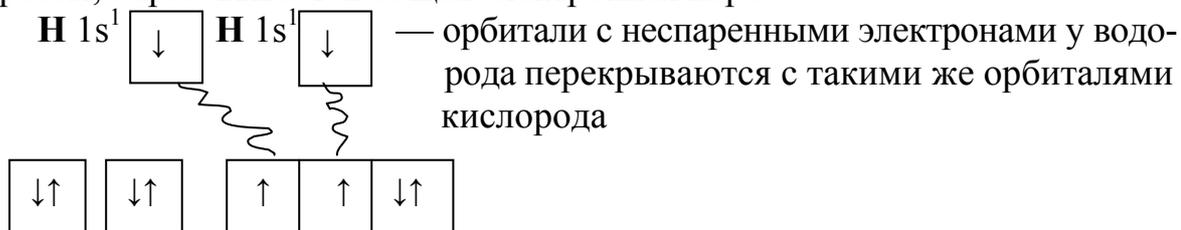
$\text{H } 1s^1$    $\text{H } 1s^1$   — каждый атом водорода содержит по 1 неспаренному электрону, поэтому водород может образовывать по одной ковалентной связи.



$\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$  — атом кислорода содержит по два неспаренных электрона, поэтому он может образовывать по две ковалентные связи.

➤ **МЕХАНИЗМ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.**

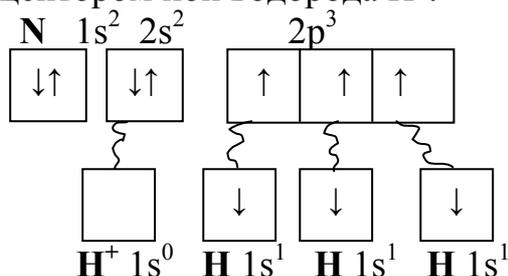
**а) обменный механизм образования ковалентной химической связи.** Электронные орбитали неспаренных электронов перекрываются — таким образом, образовывается общая электронная пара.



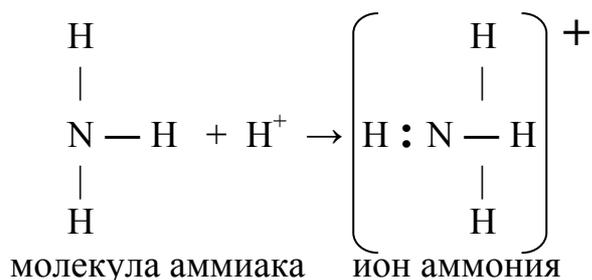
$\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$  — атом кислорода содержит по два неспаренных электрона, поэтому он может образовывать по две ковалентные связи.

**б) донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.** Атом-донор предоставляет свободную электронную пару, а атом-акцептор предоставляет свободную орбиталь.

Например: в образовании иона аммония ( $\text{NH}_3$ ) атомом-донором является азот, атомом-акцептором ион водорода  $\text{H}^+$ .



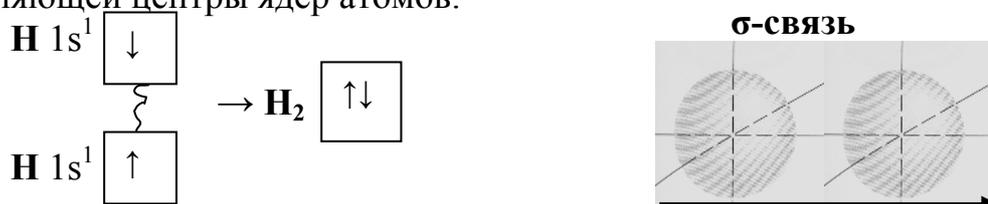
Схематично данный процесс можно изобразить так:



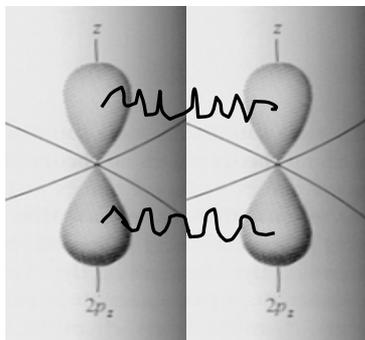
➤ Необходимым условием образования ковалентной связи является **АНТИПАРАЛЛЕЛЬНОСТЬ СПИНОВ ЭЛЕКТРОНОВ**, образующих электронную пару.

➤ Различают **σ** – и **π** – связи.

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

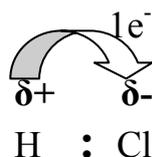


**π-связь** — связь, которая образуется в плоскости перпендикулярной линии образования σ- связи. Например, **π-связь** между p-орбиталями.



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

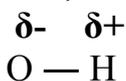
Например, при образовании молекулы HCl общая электронная пара смещается в сторону хлора, так как хлор более электроотрицательный химический элемент.



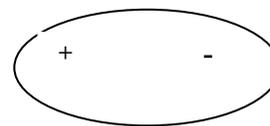
Из-за различных значений электроотрицательности более электроотрицательный атом заряжается отрицательно или приобретает частично отрицательный заряд **δ-**. Менее электроотрицательный атом в этом случае приобретает частично положительный заряд (**δ+**), так как от него отодви-

гаются электронное облако. А вся молекула называется диполем, часть которого заряжена положительно, другая отрицательно. Важнейшим диполем в живой природе является молекула воды.

В молекуле воды из-за значительной разницы электроотрицательности атомов водорода и кислорода: атом водорода заряжен частично положительно, а атом кислорода — частично отрицательно.



| иногда диполь воды изображается так:



Н атомы атом  
 $\delta+$  водорода кислорода

➤ 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**.

➤ Если между атомами есть кратная связь, то одна из них будет  $\sigma$ -типа, остальные  $\pi$ -типа.

#### 4. Задания для самостоятельной работы

1. Сколько ковалентных связей может образовывать атом азота, водорода, серы, фтора? Почему?

2. Расположите эти атомы в порядке возрастания их электроотрицательности: Na, Cl, S, O, F.

3. Составьте из предложенных атомов по одной молекуле с ковалентной неполярной, ковалентной полярной и ионной связями: K, O, S, H, F, Cu, N.

4. 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?



5. Пользуясь методом валентных связей покажите образование химических связей в молекулах:

- $\text{N}_2$ ,
- $\text{HF}$ ,
- $\text{H}_2\text{O}$ ,
- $\text{F}_2$ ,
- $\text{Cl}$ ,
- $\text{H}_2\text{S}$ .

## ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

**ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА** — раздел химической науки, изучающий количественные и качественные закономерности химических процессов, происходящих во времени.

### 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.*

$$g_{(\text{гомог.})} = \pm \frac{v_2 - v_1}{V \cdot \Delta\tau} = \pm \frac{\Delta v}{V \cdot \Delta\tau},$$

где  $\Delta v = v_2 - v_1$  — изменение количества вещества, моль;

$\Delta\tau$  — интервал времени;

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

Так как:  $C_M = \frac{v(\text{вещества})}{V(\text{раствора})}$ , то  $\Delta C_M = \frac{\Delta v}{V(\text{системы})}$

Поэтому математическое выражение скорости гомогенной химической реакции можно записать:

$$g_{(\text{гомог.})} = \pm \frac{\Delta C_M}{\Delta\tau},$$

где  $\Delta C_M$  — изменение концентрации вещества, моль/л;

$\Delta\tau$  — интервал времени.

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

$$g_{(\text{гетер.})} = \pm \frac{\Delta v}{S \cdot \Delta\tau}$$

где  $S$  — площадь поверхности раздела фаз;

$\Delta v = v_2 - v_1$  — изменение количества вещества, моль;

$\Delta\tau$  — интервал времени.

Скорость гетерогенной химической реакции измеряют в  $\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \times \text{с}}$ .

Скорость химической реакции не является величиной постоянной: с течением времени она уменьшается от максимального значения в началь-

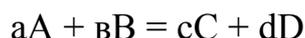
ный момент времени до нуля, если реакция необратимая, или до определенного значения, если обратимая.

## 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.*

Для реакции, записанной в общем виде:



где  $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$  — коэффициенты в уравнении химической реакции.

Закон действующих масс записывается так:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

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

$[A]$ ,  $[B]$  — концентрации реагирующих веществ, моль/л;

$a$ ,  $b$  — коэффициенты в уравнении химической реакции.

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:

$$g_2 = g_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

где  $\gamma = 2-4$  температурный коэффициент скорости химической реакции, показывающий как изменяется скорость химической реакции при изменении температуры на 10°C;

$v_1$  — начальная скорость химической реакции, моль/л×с;

$v_2$  — конечная скорость химической реакции, моль/л×с.

### 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.

Ингибиторы — катализаторы, которые понижают скорость химической реакции.

Различают **гомогенный** и **гетерогенный катализ**.

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

Пример:  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$  катализатором является NO.

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

Пример:  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$  катализатор платина Pt.

### 3. Задания для самостоятельной работы

1. В сосуде смешали хлор и водород с концентрацией 1 моль/л. Смесь нагрели. Через 5 с. концентрация хлороводорода в сосуде стала равна 0,05 моль/л. Определите среднюю скорость данной реакции.

2. В сосуде протекает реакция:  $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ . Исходная концентрация  $\text{COCl}_2$  0,1 моль/л. Через 8 с. После начала реакции концентрация  $\text{COCl}_2$  стала равна 0,02 моль/л. Определите среднюю скорость реакции.

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

4. В растворе протекает реакция:  $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ . Во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрацию вещества A увеличить в 2 раза, а концентрацию B — в 1,5 раза?

5. В растворе протекает реакция:  $2\text{A} + 3\text{B} = \text{C}$ . Во сколько раз возрастет скорость реакции, если концентрацию вещества A уменьшить в 2 раза, а концентрацию вещества B увеличить в 3 раза?

6. В системе протекает реакция:  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ . Во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрацию  $\text{H}_2$  увеличить в 2 раза?

7. Как изменится скорость реакции  $\text{A} + 2\text{B} = 2\text{AB}$ , протекающей в газовой фазе в закрытом сосуде, если:

а) увеличить давление в 2 раза

б) увеличить концентрацию вещества B в 2 раза

в) уменьшить концентрацию вещества A в 3 раза?

8. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3 раза при повышении температуры реакционной смеси на  $10^\circ\text{C}$ . Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от  $30^\circ\text{C}$  до  $60^\circ\text{C}$  (считая, что температурный коэффициент в этом интервале не изменяется)?

9. Скорость некоторой реакции увеличивается в 2,5 раза при повышении температуры реакционной смеси от  $20^\circ\text{C}$  до  $30^\circ\text{C}$ . Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от  $10$  до  $55^\circ\text{C}$ ?

10. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3,9 раза при повышении температуры реакционной смеси от  $20^\circ\text{C}$  до  $30^\circ\text{C}$ . Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от  $40^\circ\text{C}$  до  $75^\circ\text{C}$ ?

11. При повышении температуры на 10°C скорость химической реакции возрастает в 2 раза. Во сколько раз увеличится скорость реакции если температуру с 20°C увеличили до 40°C?

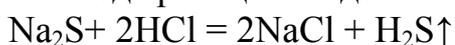
12. Как надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 16 раз, если известно, что температурный коэффициент реакции равен 2?

## ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

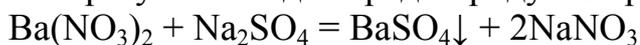
**НЕОБРАТИМЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ** — химические реакции, идущие в одном направлении и не изменяющие своего направления при изменении температуры и давления.

Химическая реакция необратима, если:

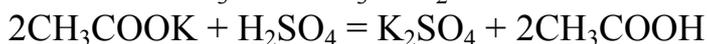
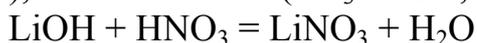
➤ в ходе реакции выделяется газ:



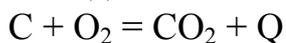
➤ образуется осадок среди продуктов реакции:



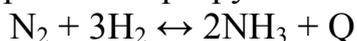
➤ в ходе реакции образуется малодиссоциирующее вещество — вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ), слабая кислота ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  и другие), комплексная соль.



➤ выделяется большое количество тепла (реакции горения):



**ОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ** — реакции, идущие одновременно в двух взаимно противоположных направлениях: в направлении образования продуктов реакции и в направлении разрушения продуктов реакции.



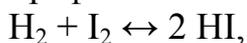
Большинство химических реакций протекает обратимо, то есть идет одновременно в двух направлениях. Реакцию, протекающую слева направо, называют *прямой* ( $\rightarrow$ ), справа налево — *обратной* ( $\leftarrow$ ). В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем 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**.

### 1. Химическое равновесие

**ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ** — состояние, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.

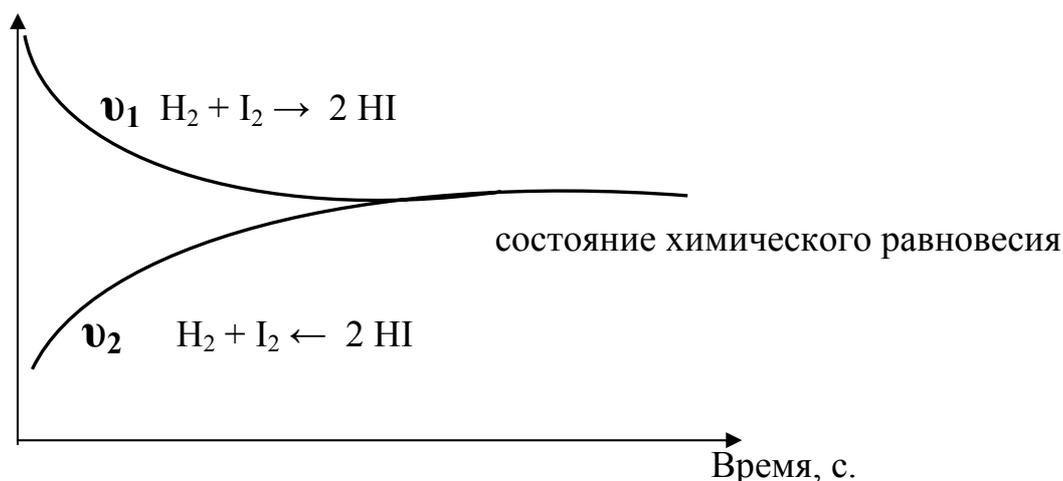
$$v_1 = v_2$$

Графически состояние химического равновесия можно изобразить так:

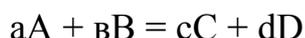


где  $v_1$  — скорость прямой реакции,  $v_2$  — скорость обратной реакции.

Концентрация веществ, моль/л



Исходя из закона действующих масс для реакции, записанной в общем виде:



где  $a, b, c, d$  — коэффициенты в уравнении химической реакции.

Закон действующих масс записывается так:

$$\nu_1 = k_1 \cdot [A]^a \times [B]^b,$$

$$\nu_2 = k_2 \cdot [C]^c \times [D]^d,$$

Теперь состояние химического равновесия можно записать так:

$$k_1 \times [A]^a \times [B]^b = k_2 \times [C]^c \times [D]^d, \text{ так как } \nu_1 = \nu_2$$

$$K = k_1 / k_2$$

$K$  — КОНСТАНТА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ, представляющая собой отношение констант прямой и обратной реакций.

$$K = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b},$$

где  $[A]; [B]; [C]; [D]$  — равновесные концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции.

## 2. Условия смещения химического равновесия

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 *большого 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).

### 3. Применение принципа Ле Шателье

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

Изменение концентрации:

➤ При увеличении концентрации  $\text{H}_2$  или  $\text{N}_2$  равновесие сместится в сторону их расходования, то есть в сторону образования  $\text{NH}_3$  ( $\rightarrow$ ).

➤ При уменьшении концентрации  $\text{H}_2$  или  $\text{N}_2$  равновесие сместится в сторону их образования ( $\leftarrow$ ).

Изменение давления:

➤ При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования *меньшего объема газообразных веществ*, то есть в сторону образования  $\text{NH}_3$  ( $\rightarrow$ ). Так как объем продуктов реакции - 2 объема, а исходных веществ:  $3+1 = 4$  (смотри коэффициенты).

➤ При уменьшении давления равновесие смещается в сторону образования *большого объема газообразных веществ*, то есть в сторону образования  $\text{N}_2$  и  $\text{H}_2$  ( $\leftarrow$ ). Так как объем продуктов реакции 2 объема, 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  $\text{NH}_3$  ( $\leftarrow$ ).

➤ При уменьшении температуры равновесие смещается в сторону реакции, *идущей с выделением тепла* (в сторону экзотермической реакции). Для данной реакции в сторону образования  $\text{NH}_3$  ( $\rightarrow$ ).

### 4. Задания для самостоятельной работы

1. В реакции  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{ж})$  установилось химическое равновесие. Какое влияние на химическое равновесие окажут:

а) понижение давления;

б) уменьшение концентрации оксида серы (VI)?

2. В системе:  $A + B \leftrightarrow 2B + Q$  установилось химическое равновесие. Какое влияние на равновесие окажут:

- а) понижение температуры;
- б) катализатор?

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

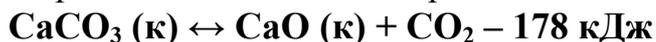
- а)  $SO_2(г) + Cl_2(г) \leftrightarrow SO_2Cl_2(г)$ ;
- б)  $H_2(г) + Br_2(г) \leftrightarrow 2HBr(г)$ .

4. Изменением, каких параметров можно добиться смещения равновесия в системе:  $H_2(г) + Br_2(г) \leftrightarrow 2HBr(г) + 68 \text{ кДж}$  в сторону образования бромоводорода?

5. Как повлияет уменьшение температуры на химическое равновесие в следующих системах:

- а)  $A + B \leftrightarrow C - 110 \text{ кДж}$ ;
- б)  $Г + Д \leftrightarrow 2Е + 45 \text{ кДж}$ .

6. Как надо изменить температуру и давление, чтобы равновесие в реакции разложения кальция-карбоната:



сместить в сторону продуктов разложения?

7. Как будет влиять увеличение давления и температуры на смещение равновесия в системе:  $O_2 + 2CO \leftrightarrow 2CO_2 + Q$ ?

8. Напишите выражение константы равновесия для реакции:



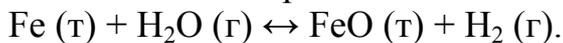
Какие условия будут смещать равновесие в сторону образования продуктов реакции?

9. В какую сторону смещается равновесие в реакции:



- а) при уменьшении концентрации  $H_2O$ ;
- б) при увеличении температуры;
- в) при уменьшении давления.

11. Напишите выражения константы равновесия для процесса:



Изменяется ли состояние равновесия при:

- а) при увеличении в системе железа;
- б) при изменении давления? Почему?

## ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ

**РАСТВОР** — гомогенная устойчивая система, 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:

- газообразные растворы (примером такого раствора может служить воздух);
- жидкие растворы (примерами таких растворов может служить плазма крови человека, лимфа);
- твердые растворы (примером такого раствора может служить сплав золота с медью).

По степени достижения предела растворимости:

- насыщенный раствор — это раствор, содержащий при данной температуре максимальное количество растворенного вещества и находящийся в равновесии с избытком растворяемого вещества при данной температуре;
- ненасыщенный раствор — раствор с концентрацией меньшей, чем насыщенный раствор;
- пересыщенный раствор — раствор с концентрацией большей, чем концентрация пересыщенного раствора. Такие растворы при внешних воздействиях легко разрушаются: образуется насыщенный раствор, и выделяются излишки растворенного вещества в виде осадка.

По отношению к электрическому току:

- растворы электролитов — растворы, диссоциирующих на ионы веществ, 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 растворяемого 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, как правило, сопровождается выделением теплоты, так как не требуется энергии на разрушение кристаллической решетки.

**РАСТВОРИМОСТЬ** — способность вещества растворяться в данном растворителе.

### 3. Влияние различных факторов на растворимость веществ

➤ Влияние природы растворителя.

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

➤ Влияние температуры.

Процесс растворения обратимый, поэтому к нему применимо правило Ле Шателье. Растворение газа — процесс экзотермический, поэтому при повышении температуры растворимость газов уменьшается, а растворимость твердых веществ увеличивается (процесс растворения твердых веществ, как правило, эндотермический процесс).

➤ Влияние давления.

Подчиняется правилу Ле Шателье. Изменение давления влияет только на растворимость газов!! — при повышении давления (P) 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.

Таблица 2

Количественные способы выражения состава растворов

Способ выражения состава растворов	Обозначение	Что показывает данный вид концентрации	Единицы измерения	Формулы расчета
Молярная концентрация	$C_M$	Отношение количества молей растворенного вещества в 1л раствора	моль/л	$C_M = \frac{v(\text{вещества})}{V(\text{раствора})}$ $C_M = \frac{1000 \cdot T}{M(\text{вещества})}$ $C_M = \frac{10 \cdot \omega(\%) \cdot \rho}{M(\text{вещества})}$
Моляльная концентрация	$C_m$	Отношение количества вещества в определенной массе растворителя	моль/кг	$C_m = \frac{v(\text{вещества})}{m(\text{растворителя})}$
Массовая доля	$\omega$	Процентное отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора	%	$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$ $\omega(\%) = \frac{C_M \cdot M}{10 \cdot \rho}$

Способ выражения состава растворов	Обозначение	Что показывает данный вид концентрации	Единицы измерения	Формулы расчета
Титр	<b>T</b>	Массу растворенного вещества в 1мл раствора	г/см <sup>3</sup> г/мл	$T = \frac{m(\text{вещества})}{V(\text{раствора})}$
Мольная доля	<b>χ</b>	Отношение количества растворенного вещества в общем количестве вещества раствора	%	$\chi = \frac{\nu(\text{вещества})}{\nu(\text{раствора})}$

где V (раствора) — объем раствора, л или мл;  
 ν (вещества) — количество вещества, моль;  
 m (вещества) — масса вещества, г;  
 ρ — плотность вещества, г/ мл.

### 5. Задания для самостоятельной работы

1. Определите массовую долю бромоводородной кислоты в растворе, образовавшемся при растворении 280 л (н.у.) бромоводорода в 1 л воды.

2. В 1 л воды растворили 3 л сероводорода (н.у.) Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.

3. В одном объеме воды растворили 700 объемов хлороводорода при н.у. Найдите массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.

4. Сколько воды нужно добавить к 500 мл раствора калия гидроксида (ρ = 1,2 г/мл) для получения 5%-го раствора калия-гидроксида?

5. При упаривании 20 кг 3%-го раствора глюкозы масса раствора уменьшилась на 4 кг. Какова массовая доля глюкозы в растворе после упаривания?

6. Цинка-хлорид используется в качестве вяжущего и асептического средства. Определите молярную концентрацию, массовую долю раствора, содержащего 5 г ZnCl<sub>2</sub> в 100 г раствора (плотность принять равной 1 г/мл).

7. Определите процентную концентрацию соли в растворе, образующемся при смешивании 800 мл воды и 200 г раствора с массовой долей соли 40%.

## ПРИЛОЖЕНИЯ

### 1. Основные расчетные формулы в химии

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

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

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

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

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

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

уравнение Менделеева-Клапейрона

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

где P — давление, кПа;

V — объем, л;

R — универсальная газовая постоянная, Дж/моль К;

T — температура, К;

$\rho$  — плотность вещества, г/мл, кг/л;

$\nu$  — количество вещества, моль;

N — число структурных частиц вещества;

M — молярная масса вещества, г/моль;

$N_A$  — число Авогадро, моль<sup>-1</sup>;

$V_m$  — молярный объем газа, л/моль.

### 2. Некоторые важнейшие физические постоянные

Число Авогадро (постоянная Авогадро)  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>

Молярный объем  $V_m = 22,4$  л/моль

Нормальные условия (н.у.)  $P = 101,3$  кПа = 1 атм. и  $t = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$

Универсальная газовая постоянная  $R = 8,31$  Дж/моль К

Абсолютный нуль температуры:  $-273^\circ\text{C}$

### 3. Электрохимический ряд напряжения металлов

Li K Sr Ba Ca Na Mg Al Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb **H<sub>2</sub>** Cu Ag Hg Pt Au

#### 4. Относительные молекулярные массы некоторых неорганических веществ

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

#### 5. Таблица растворимости солей и оснований в воде

Катионы	Анионы												
	OH <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	—	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	—	р
Na <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
K <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg <sup>2+</sup>	м	н	р	р	р	р	н	р	р	н	н	н	р
Ca <sup>2+</sup>	м	н	р	р	р	м	н	м	р	н	н	н	р
Ba <sup>2+</sup>	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Al <sup>3+</sup>	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н	м
Cr <sup>3+</sup>	н	н	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н	р
Zn <sup>2+</sup>	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Mn <sup>2+</sup>	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Co <sup>2+</sup>	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Ni <sup>2+</sup>	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe <sup>2+</sup>	н	н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe <sup>3+</sup>	н	н	р	р	р	—	—	р	р	н	н	н	р
Cd <sup>2+</sup>	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Hg <sup>2+</sup>	—	—	р	м	н	н	н	р	р	н	н	—	р
Cu <sup>2+</sup>	н	н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Ag <sup>+</sup>	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	р
Sn <sup>2+</sup>	н	р	р	р	р	н	—	р	—	н	—	—	р
Pb <sup>2+</sup>	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. — Мн.: Красико-Принт, 2002. — 116 с.
2. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы (в 2 т.) — М.: ОНИКС XXI век, 2001. — Т.1. — 448 с.
3. Метельский А.В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах: Спр. для учителей, репетиторов и абитуриентов. — Мн.: БелЭн, 1997. — 544 с.
4. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С. и др. Общая химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для мед. спец. вузов / Под ред. Ю.А. Ершова. — М.: Высшая школа, 1993. — 560 с.
5. Резяпкин В.И. 700 задач по химии с примерами решения для старшеклассников и абитуриентов: Пособие для уч-ся общеобр. шк. и аб. — Мн.: Юнипресс, 2001. — 272 с.
6. Семенов И.Н. Задачи по химии повышенной сложности (для абитуриентов): В 4-х выпусках. Вып. 1 — Л.: Ленинградский университет, 1991. — 16 с.
7. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии для поступающих в ВУЗы. — 4-е изд., испр. и доп. — М.: Новая волна, 1999. — 303 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>Классификация неорганических веществ .....</b>	<b>3</b>
<b>Оксиды .....</b>	<b>3</b>
1. Название оксидов .....	3
2. Классификация оксидов .....	4
3. Получение оксидов .....	4
4. Химические свойства.....	5
5. Задания для самостоятельной работы.....	5
<b>Кислоты.....</b>	<b>6</b>
1. Классификация кислот.....	6
2. Общая характеристика.....	6
3. Химические свойства.....	7
4. Задания для самостоятельной работы.....	8
<b>Гидроксиды .....</b>	<b>9</b>
1. Классификация гидроксидов (оснований).....	9
2. Получение .....	9
3. Химические свойства.....	9
4. Задания для самостоятельной работы.....	9
<b>Соли .....</b>	<b>10</b>
1. Общая характеристика.....	10
2. Название солей .....	11
3. Получение .....	12
4. Химические свойства.....	12
5. Задания для самостоятельной работы.....	13
<b>Комплексные соли .....</b>	<b>15</b>
1. Строение комплексных солей.....	15
2. Правила названия комплексных соединений.....	15
3. Задания для самостоятельной работы.....	17
<b>Электролитическая диссоциация .....</b>	<b>17</b>
1. Теория электролитической диссоциации .....	17
2. Основные классы неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации .....	18
<b>Ионные реакции.....</b>	<b>19</b>
1. Ионные реакции .....	19
2. Задания для самостоятельной работы.....	20
<b>Гидролиз солей .....</b>	<b>21</b>
1. Общая характеристика.....	21
2. Примеры гидролиза солей.....	21
3. Задания для самостоятельной работы.....	23

<b>Окислительно-восстановительные реакции</b> .....	<b>23</b>
1. Окислительно-восстановительные реакции .....	23
2. Вычисление степени окисления химических элементов в молекулах различных веществ.....	24
3. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса .....	25
4. Задания для самостоятельной работы.....	26
<b>Строение атома</b> .....	<b>28</b>
1. Строение атома.....	28
2. Строение электронных оболочек атома.....	29
3. Задания для самостоятельной работы.....	30
<b>Химическая связь</b> .....	<b>31</b>
1. Химическая связь .....	31
2. Ковалентная химическая связь .....	32
3. Метод валентных связей .....	33
4. Задания для самостоятельной работы.....	35
<b>Химическая кинетика</b> .....	<b>36</b>
1. Скорость химической реакции .....	36
2. Зависимость скорости химической реакции от различных факторов .....	37
3. Задания для самостоятельной работы.....	38
<b>Химическое равновесие</b> .....	<b>39</b>
1. Химическое равновесие.....	39
2. Условия смещения химического равновесия.....	40
3. Применение принципа Ле Шателье .....	41
4. Задания для самостоятельной работы.....	41
<b>Теория растворов</b> .....	<b>42</b>
1. Классификация растворов .....	43
2. Растворение.....	43
3. Влияние различных факторов на растворимость веществ .....	44
4. Количественные способы выражения состава растворов.....	44
5. Задания для самостоятельной работы.....	45
<b>Приложения</b> .....	<b>46</b>
1. Основные расчетные формулы в химии.....	46
2. Некоторые важнейшие физические постоянные .....	46
3. Электрохимический ряд напряжений металлов .....	46
4. Относительные молекулярные массы некоторых неорганических веществ.....	47
5. Таблица растворимости солей и оснований в воде .....	47
<b>Литература</b> .....	<b>48</b>

Учебное издание

Чернышева Людмила Викторовна

**ЗАДАНИЯ  
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебное пособие

для студентов подготовительного отделения  
факультета подготовки специалистов для зарубежных стран

Редактор **Лайкова В.Г.**

Подписано в печать 19. 10. 2005

Формат 60×84<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага офсетная 65 г/м<sup>2</sup>. Гарнитура «Таймс»  
Усл. печ. л. 3,0. Тираж 50 экз. Заказ № 188

Издатель и полиграфическое исполнение  
Учреждение образования

«Гомельский государственный медицинский университет»  
246000, г. Гомель, ул. Ланге, 5  
ЛИ № 02330/0133072 от 30. 04. 2004