

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

Кафедра общей и биорганической 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 биорганической 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

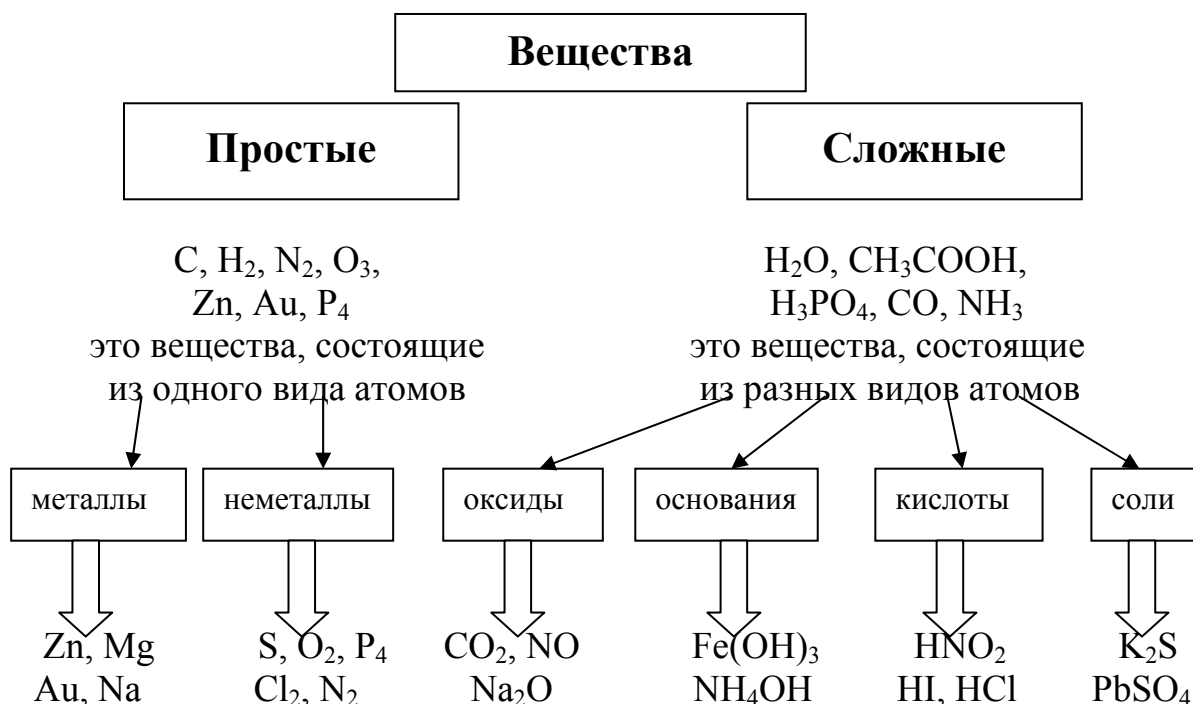
© Л.В. Чернышева, 2005
© Учреждение образования
«Гомельский государственный
медицинский университет, 2005

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;

Fe₂O₃ — железа (III) оксид.

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

CO₂ — 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.

Na_2O – натрия оксид;

K_2O – 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;

CO , N_2O , 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;

SiO_2 соответствует кремниевая кислота H_2SiO_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;

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

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

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

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

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

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

Al_2O_3 соответствует амфотерное основание $\text{Al}(\text{OH})_3$;

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

Cr_2O_3 соответствует амфотерное основание $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

3. Получение оксидов

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ С КИСЛОРОДОМ:

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

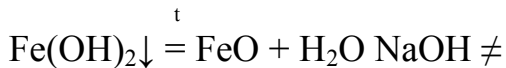
$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$

ГОРЕНИЕ СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

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

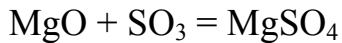
$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

РАЗЛОЖЕНИЕ НЕРАСТВОРИМЫХ (СЛАБЫХ) ОСНОВАНИЙ.

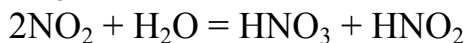
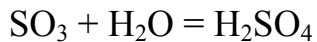
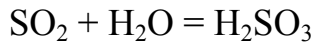
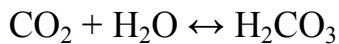


4. Химические свойства

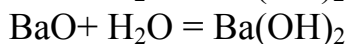
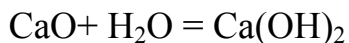
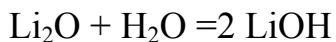
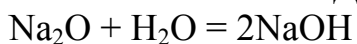
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВНОЙ ОКСИД = СОЛЬ



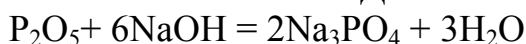
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ВОДА = КИСЛОТА



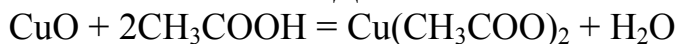
ОСНОВНОЙ ОКСИД + ВОДА = СИЛЬНЫЙ ГИДРОКСИД



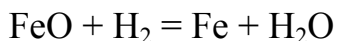
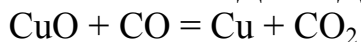
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА



ОСНОВНОЙ ОКСИД + КИСЛОТА = СОЛЬ + ВОДА



ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ НЕКОТОРЫХ ОКСИДОВ МАЛОАКТИВНЫХ
МЕТАЛЛОВ С ВОДОРОДОМ, УГАРНЫМ ГАЗОМ

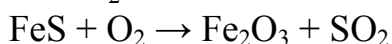
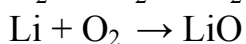
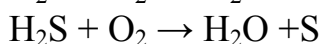
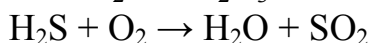
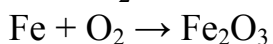
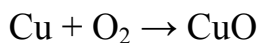


5. Задания для самостоятельной работы

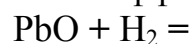
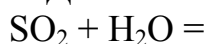
1. Дайте названия следующим оксидам: **CuO, FeO, P₂O₅, CaO, SO₃, MgO, SiO₂, AgO, PbO, Au₂O₃.**

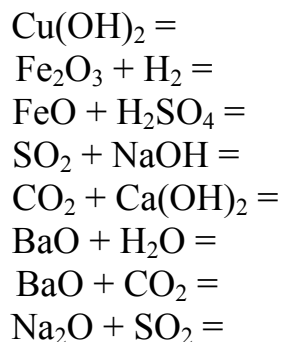
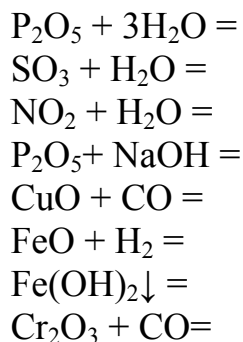
2. Пользуясь приведенными формулами, напишите формулы оксидов: натрия оксид, магния оксид, лития оксид, меди (I) оксид, хрома (VI) оксид, серы (IV) оксид, азота (V) оксид, угарный газ, вода.

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:

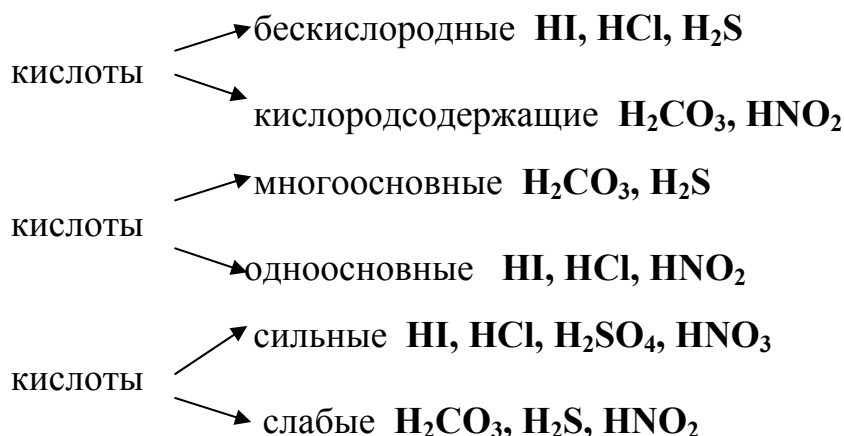
- а) 2,23 г PbO;
- б) 144 г FeO;
- в) 11,2 л O₂.

8. Определите число молекул (N) в:

- а) 2 молях H₂;
- б) 22,4 л NO₂;
- в) 3,31 г P₂O₅;
- г) 69 г NO₂;
- д) 10 молях Na₂O.

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

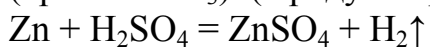
Название кислот и солей

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

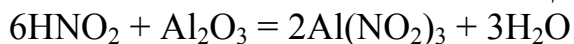
3. Химические свойства

КИСЛОТА + МЕТАЛЛ = СОЛЬ + ВОДОРОД

(кроме HNO₃) (в ряду напряжений до H₂)

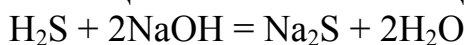


КИСЛОТА + ОСНОВНОЙ ОКСИД = СОЛЬ + ВОДА

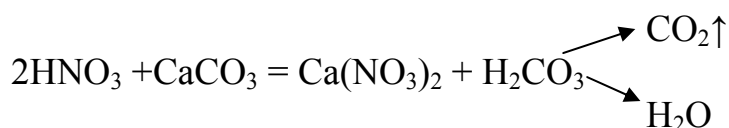


КИСЛОТА + ОСНОВАНИЕ (ГИДРОКСИД) = СОЛЬ + ВОДА

РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

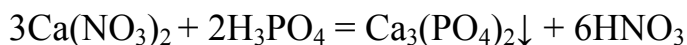


СИЛЬНАЯ КИСЛОТА ВЫТЕСНЯЕТ ИЗ СОЛИ БОЛЕЕ СЛАБУЮ ИЛИ ЛЕТУЧУЮ КИСЛОТУ

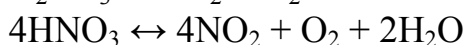


КИСЛОТА-1 + СОЛЬ-2 = КИСЛОТА-2 + СОЛЬ-1

(если при этом образуется осадок)

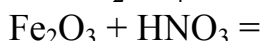
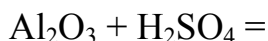
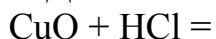


РАЗЛОЖЕНИЕ НЕКОТОРЫХ КИСЛОТ



4. Задания для самостоятельной работы

1. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

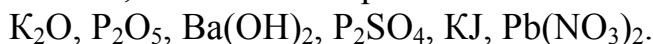


2. Составьте уравнения реакций между серной кислотой:

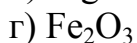


3. Приведите примеры реакций, которые доказывают основной характер веществ BaO и Ba(OH)₂.

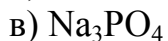
4. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно:



5. Напишите уравнения реакций между H₂SO₄ и:

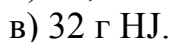
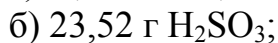
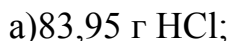


6. Напишите уравнения реакций между уксусной кислотой и:



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

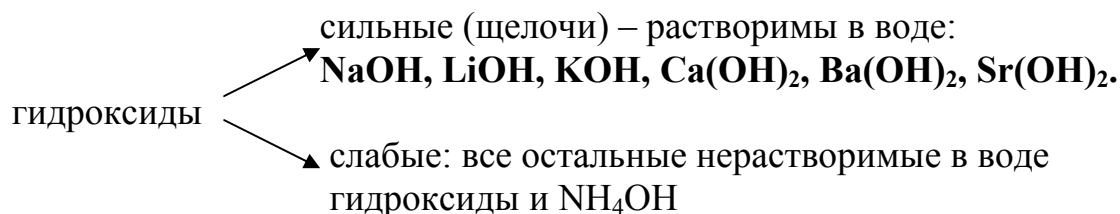
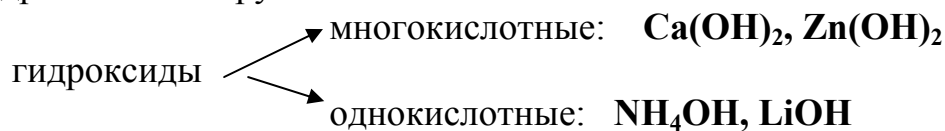
8. Какое количество вещества содержится в:



ГИДРОКСИДЫ

1. Классификация гидроксидов (оснований)

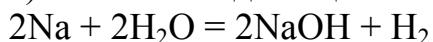
ГИДРОКСИДЫ — сложные вещества, состоящие из атомов металла и гидроксильных групп — OH.



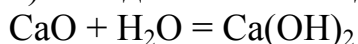
2. Получение

ПОЛУЧЕНИЕ СИЛЬНЫХ ГИДРОКСИДОВ (ЩЕЛОЧЕЙ):

а) металл + вода = щелочь + водород:

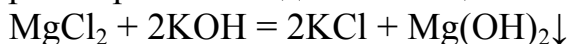


б) оксид металла + вода = щелочь:



ПОЛУЧЕНИЕ СЛАБЫХ ГИДРОКСИДОВ (ОСНОВАНИЙ):

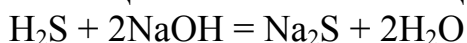
растворимая в воде соль + щелочь = слабый гидроксид + соль



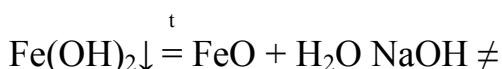
3. Химические свойства

КИСЛОТА + ОСНОВАНИЕ (ГИДРОКСИД) = СОЛЬ + ВОДА

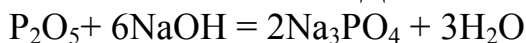
РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ



РАЗЛОЖЕНИЕ СЛАБЫХ ОСНОВАНИЙ = ОКСИД + ВОДА.

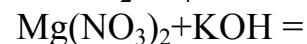
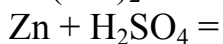
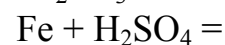
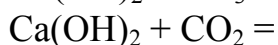
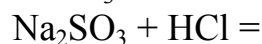
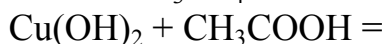
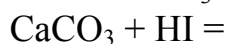
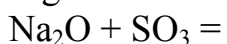
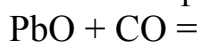


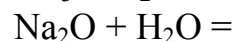
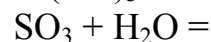
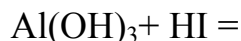
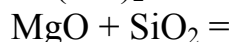
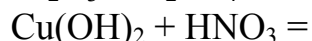
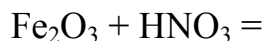
КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА



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) Al_2O_3
- в) Na_2SO_3
- г) PbO

4. Напишите уравнения взаимодействия гидроксида меди с:

- а) SO_3
- б) HI
- в) H_2SO_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 9×10^{22} молекул. Определите молярную массу вещества.

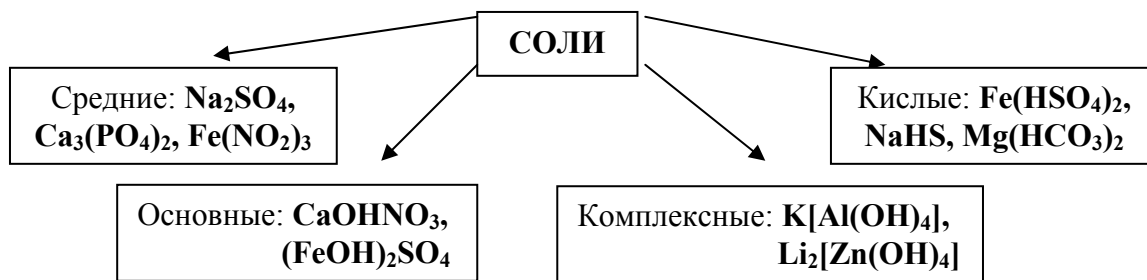
СОЛИ

1. Общая характеристика

СРЕДНИЕ СОЛИ — состоят из металла и кислотного остатка.

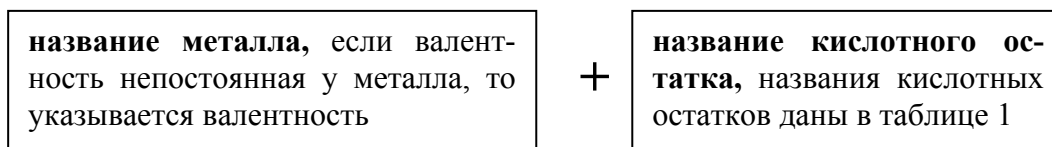
ОСНОВНЫЕ СОЛИ — состоят из металла, кислотного остатка и гидроксильной группы — OH.

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:

Na_2S — НАТРИЯ СУЛЬФИД

\downarrow \downarrow
 название металла название кислотного остатка

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

\downarrow \downarrow
 название металла название кислотного остатка
 с указанием валентности

NaHCO_3 — НАТРИЯ **ГИДРОКАРБОНАТ**

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

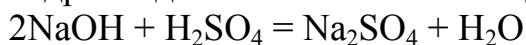
FeOHNO_3 — ЖЕЛЕЗА (II) **ГИДРОКСОНИТРАТ**

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

3. Получение

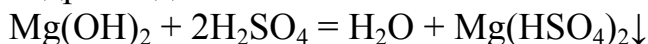
СРЕДНИХ СОЛЕЙ:

гидроксид + кислота = соль + вода:



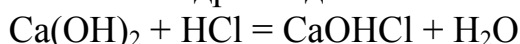
КИСЛЫХ СОЛЕЙ:

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



ОСНОВНЫХ СОЛЕЙ:

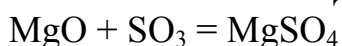
избыток гидроксида + кислота = основная соль + вода:



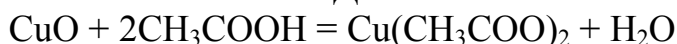
МЕТАЛЛ + НЕМЕТАЛЛ = СОЛЬ:



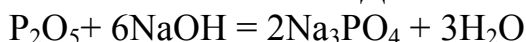
ОСНОВНОЙ ОКСИД + КИСЛОТНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ:



ОСНОВНОЙ ОКСИД + КИСЛОТА = СОЛЬ + ВОДА:

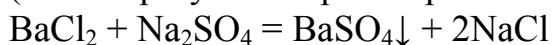


КИСЛОТНЫЙ ОКСИД + ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА:



СОЛЬ-1 + СОЛЬ-2 = СОЛЬ-3 + СОЛЬ-4

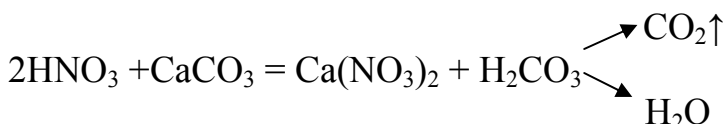
(если образуется нерастворимая соль)



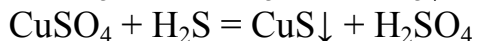
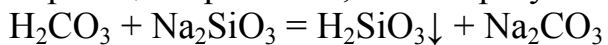
4. Химические свойства

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

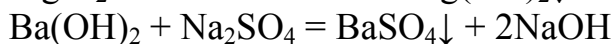
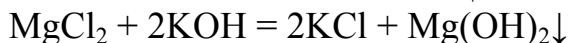
➤ более сильная кислота вытесняет более слабую из соли:



➤ реакция протекает, если образуется нерастворимое вещество:

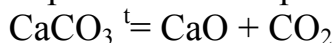


РАСТВОРИМАЯ СОЛЬ + ЩЕЛОЧЬ = ГИДРОКСИД + СОЛЬ



ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ СОЛЕЙ:

➤ разложение нерастворимых карбонатов:



➤ разложение нитратов различных металлов:

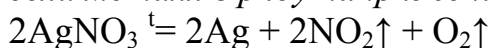
металл стоит в ряду напряжений металлов до магния:



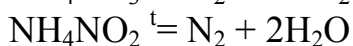
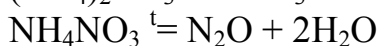
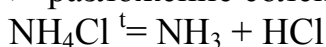
если металл стоит в ряду напряжений от магния до меди (включительно):



если металл в ряду напряжений стоит после меди:



➤ разложение солей аммония:



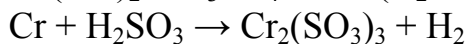
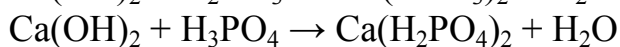
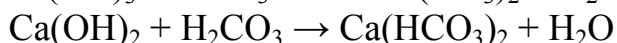
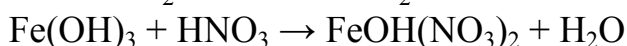
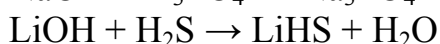
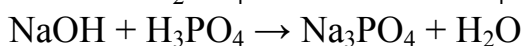
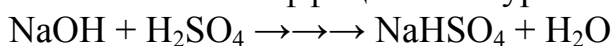
5. Задания для самостоятельной работы.

1. Дайте названия солям: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, Na_3PO_4 , Na_2SO_4 , CuCl_2 , AlCl_3 , KNO_3 , KNO_2 , FeCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, NaS , NaNO_3 , $\text{Al}_2(\text{HSO}_4)_3$, NaHCO_3 , CuSO_4 , MnI_2 , $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$, CrPO_4 , AgF , ZnSiO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, KHCO_3 .

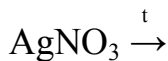
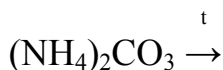
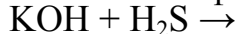
2. Составьте формулы солей, пользуясь названиями:

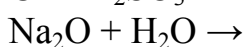
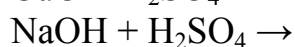
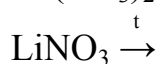
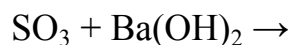
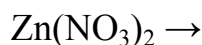
натрия иодид;	натрия сульфид;	магния нитрит;
натрия иодид;	натрия карбонат;	марганца силикат;
калия сульфид;	калия силикат;	калия гидрокарбонат;
калия хлорид;	калия фторид;	цинка нитрат;
лития хлорид;	лития фосфат;	железа (II) карбонат;
меди карбонат	меди гидросульфат;	хрома ацетат;
меди сульфит;	меди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

3. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:

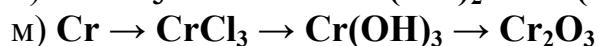
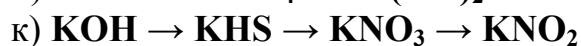
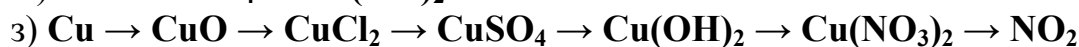
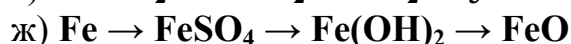
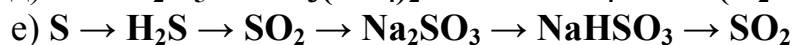
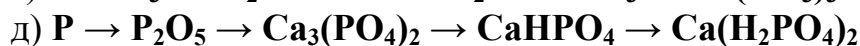
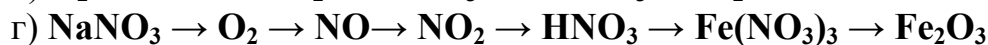
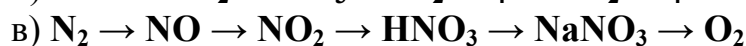
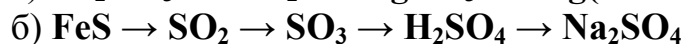


4. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты в них.





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 (Br_2) массой 12,8 г;

г) натрия силиката массой 30,8 г?

8. Сколько структурных единиц содержится в:

а) 50,8 г йода (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 × 10²³ молекул оксида азота (V);

6,2 × 10²³ молекул хлора (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 (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 сплавляли с 6 г оксида кремния. Какая масса соли образовалась?

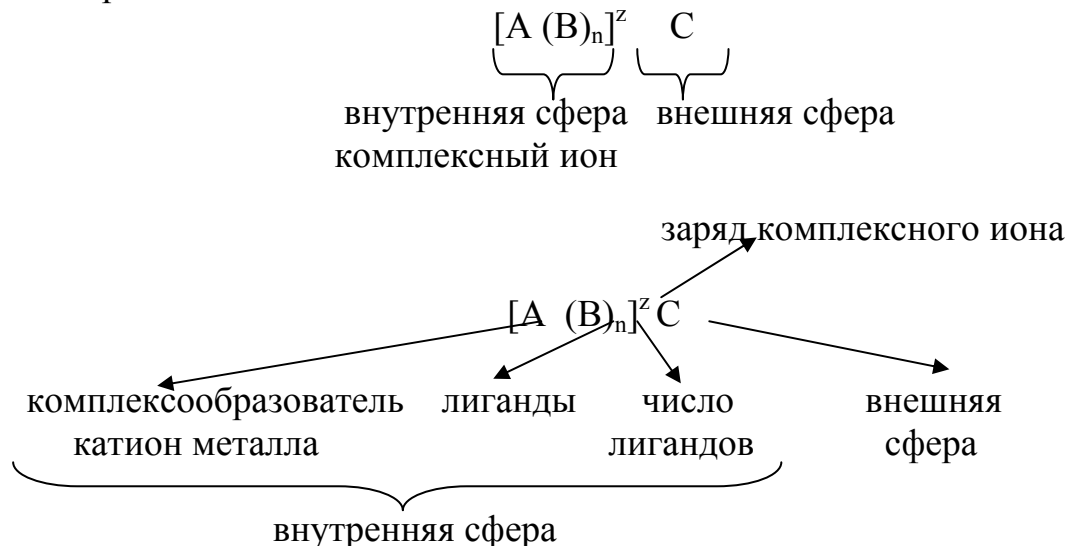
18. Какой объем аммиака (NH_3) прореагировал с соляной кислотой, если образовалось 53,5 г аммония хлорида (NH_4Cl)?

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

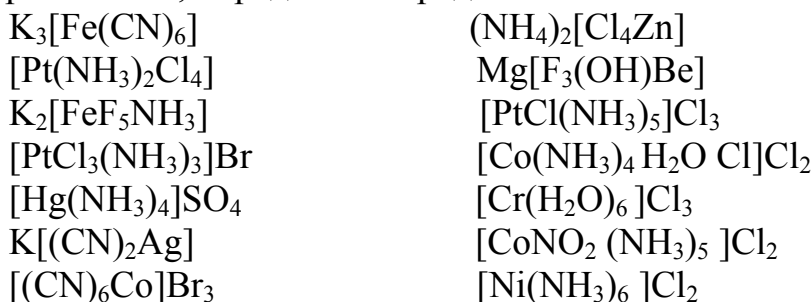
3 — три-

2 — ди-

4 — тетра-

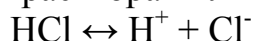
3. Задания для самостоятельной работы.

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** (α) — число, показывающее какая часть молекул распалась на ионы.

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

где n — число молекул, распавшихся на ионы;

N — общее число молекул в растворе

3. **Степень диссоциации зависит:**

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

4. В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся:

- **сильные** — степень диссоциации более 30%;
- **слабые** — степень диссоциации менее 3%.

5. Слабые электролиты диссоциируют обратимо и частично.

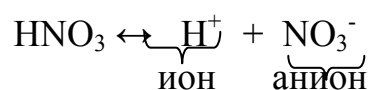
6. Степень диссоциации слабых электролитов во много раз менее 100%.

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 NH_4OH , оксиды, вода и другие.

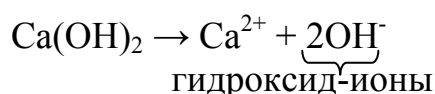
2. Основные классы неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации

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

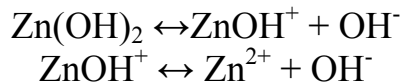


водорода кислотного остатка

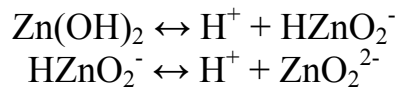
Основания — электролиты, в водном растворе диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов (OH^-) и ионов металла. Сильные гидроксиды диссоциируют в одну степень и необратимо, слабые — ступенчато и обратимо.



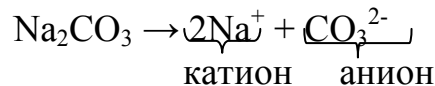
Амфотерные гидроксиды — электролиты, в водном растворе диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов (OH^-) и ионов водорода (H^+). Диссоциируют обратимо и ступенчато.



или

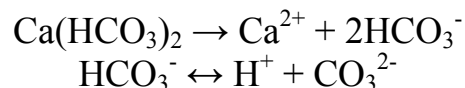


Средние соли — электролиты, в водных растворах распадающиеся на катионы металла и анионы кислотного остатка. Диссоциируют в одну ступень и необратимо.

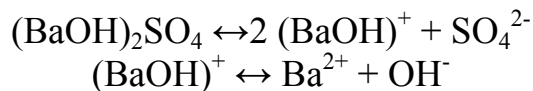


металла кислотного остатка

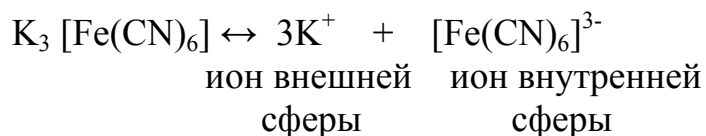
Кислые соли — электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием ионов водорода (H^+), катионов металла и анионов кислотного остатка. Диссоциируют ступенчато: по первой ступени — необратимо; затем по другим ступеням — обратимо.



Основные соли — вещества, диссоциирующие в водном растворе на гидроксид-ионы (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.



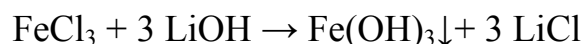
Оксиды — неэлектролиты, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

ИОННЫЕ РЕАКЦИИ

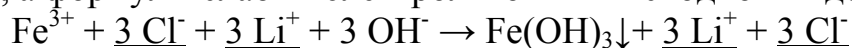
1. Ионные реакции

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

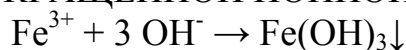
Например, при взаимодействии раствора железа (III) хлорида и лития гидроксида выпадает осадок железа (III) гидроксида:



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 (Cl^- и Li^+) не принимают участия в реакции.

Следует помнить:

➤ в ионных уравнениях в МОЛЕКУЛЯРНОМ ВИДЕ записываются все неэлектролиты: оксиды, газы, органические вещества (уксусная кислота);

➤ в ионных уравнениях в МОЛЕКУЛЯРНОМ ВИДЕ записываются слабые электролиты: азотистая, сероводородная, фтороводородная, сернистая, угольная кислоты, гидроксид аммония, вода;

➤ в ионных уравнениях в МОЛЕКУЛЯРНОМ ВИДЕ записываются вещества, выпадающие в осадок. Для того, чтобы узнать какие вещества растворимы или нерастворимы в воде, пользуйтесь приложением 2.

Ионные реакции протекают необратимо, если в результате реакции образуется:

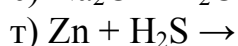
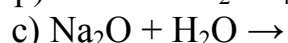
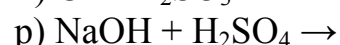
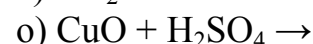
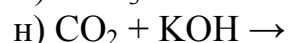
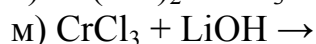
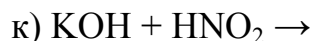
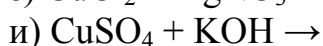
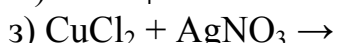
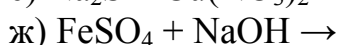
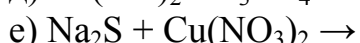
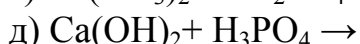
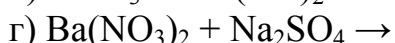
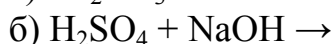
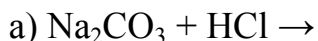
➤ труднорастворимые вещества (осадки);

➤ газы (летучие вещества);

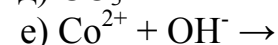
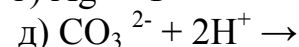
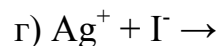
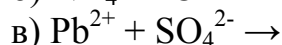
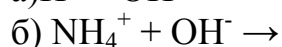
➤ слабые электролиты (плохо диссоциирующие вещества).

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;

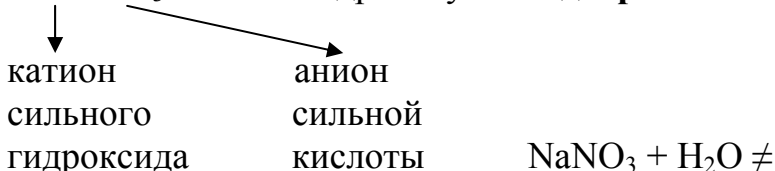
Усилить гидролиз соли можно:

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

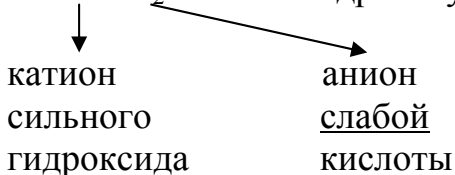
2. Примеры гидролиза солей

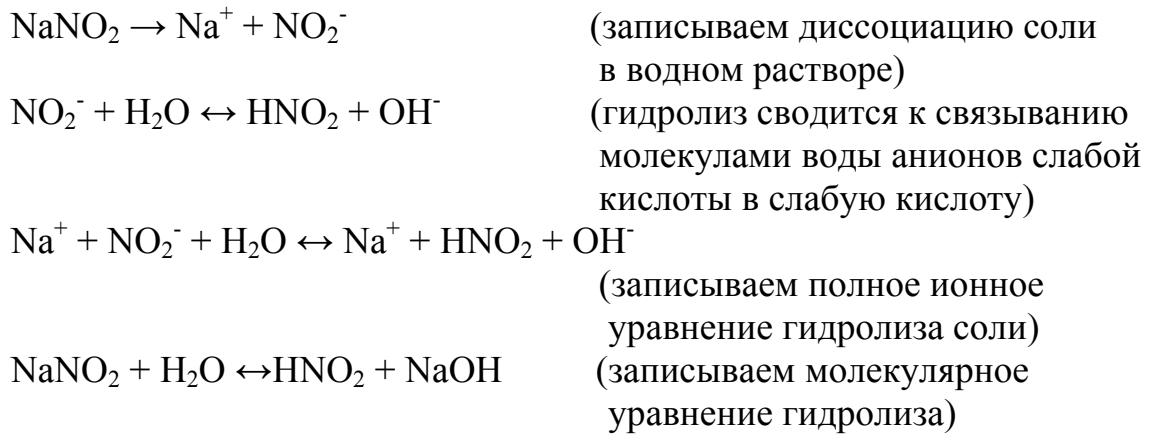
Рассмотрим четыре основных типа солей и их отношение к гидролизу.

➤ NaNO_3 — соль гидролизу **не подвергается**

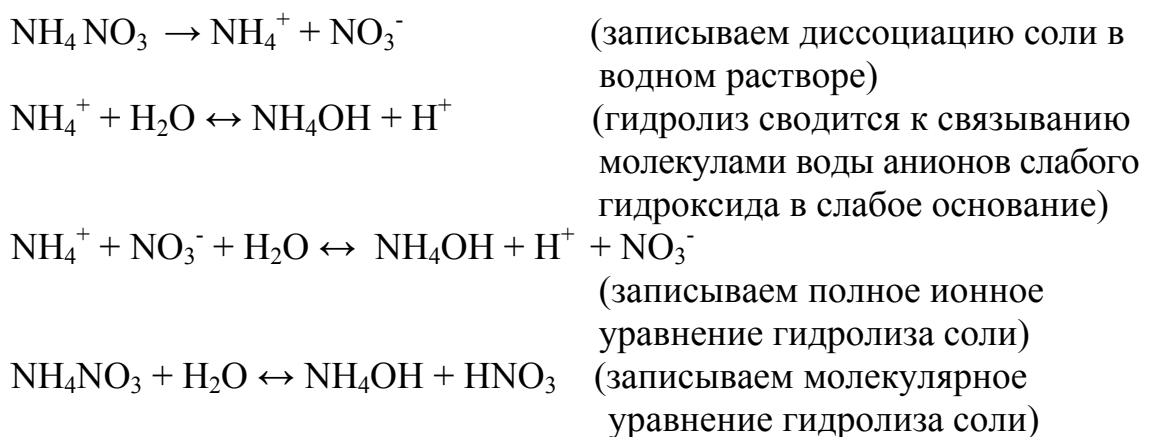
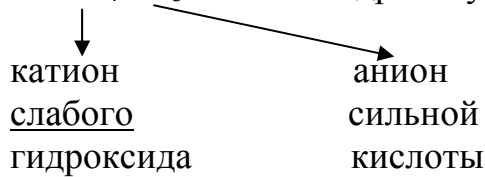


➤ NaNO_2 — соль гидролизу **подвергается**

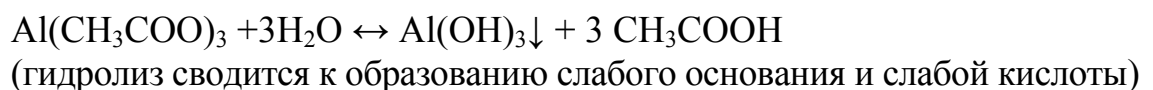
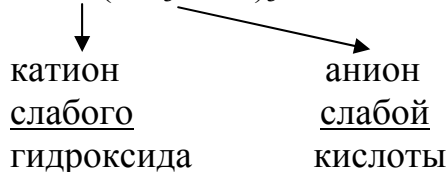




➤ NH_4NO_3 — соль гидролизу **подвергается**



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

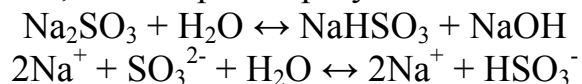


➤ CaCO_3 — соль гидролизу **не подвергается, так как нерастворима в воде.**

Таким образом, если соль образована слабой кислотой или слабым основанием, то число ступеней гидролиза равно заряду соответствующего слабого иона. Например, соль натрия фторид — NaF , содержит слабую кислоту фтороводородную — HF , заряд слабого аниона F^- , поэтому соль будет гидролизываться в одну ступень. Соль аммония сульфата — $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, будет гидролизываться по слабому аниону NH_4^+ , поэтому гидролиз протекает в одну ступень.

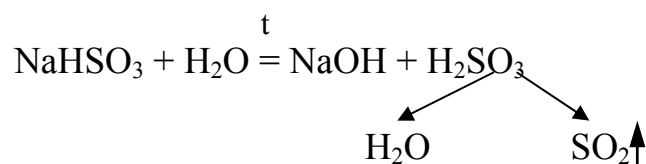
Гидролиз по второй или третьей ступени выражен очень не значительно. Поэтому в растворе всегда больше частиц, которые образуются на первой ступени гидролиза.

Например, гидролиз натрия сульфита: Na_2SO_3 — идет до образования натрия гидроксида (NaOH) и сернистой кислоты (H_2SO_3), которая выделяется в виде сернистого газа (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) NaF | е) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ |
| б) NaNO_2 | ж) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ |
| в) K_2S | з) FeCl_3 |
| г) CrCl_3 | и) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ |
| д) NH_4NO_3 | к) 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.

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

$$+3 + x = 0$$

$$x = -3$$

$C^4H_4^{+1}$ — 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:

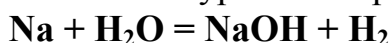
$$-10 + 2x = 0$$

$$x = 10/2$$

$$x = +5$$

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

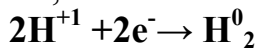
➤ Записать уравнение реакции:



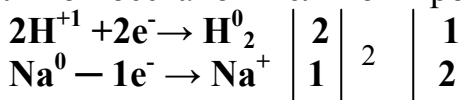
➤ Проставить степени окисления элементов, которые изменяются в ходе химической реакции:



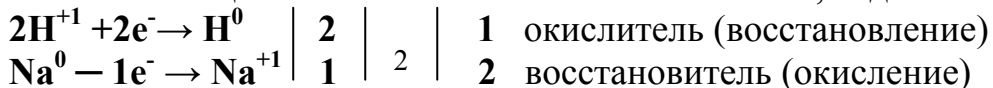
➤ Отдельно выписать процесс окисления и восстановления. При этом указать, какое количество электронов участвовало в каждом процессе.



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



➤ Указать вещество — окислитель и восстановитель, подписать процесс.

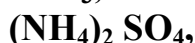


➤ Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительном уравнении реакции

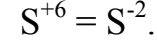
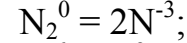
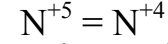
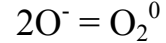
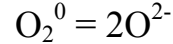
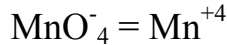
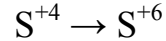
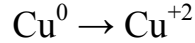
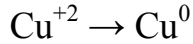
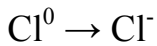
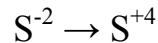
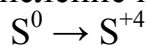
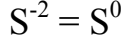
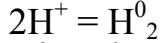
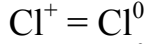
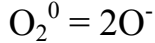
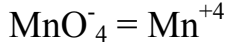
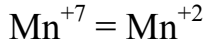
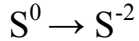
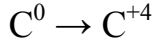
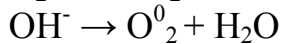
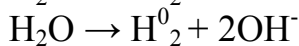
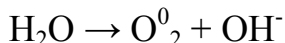
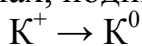


4. Задания для самостоятельной работы

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:

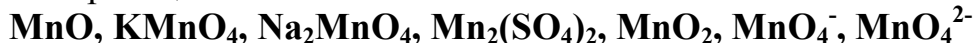


2. Определите степень окисления:

➤ хрома в:



➤ марганца в:

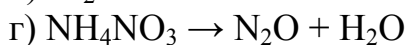
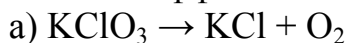


➤ железа в:

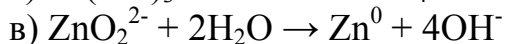
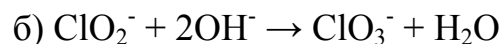
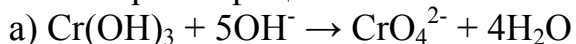


3. Проставьте все степени окисления элементов в уравнениях реакций.

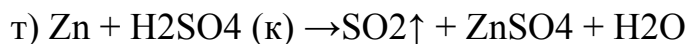
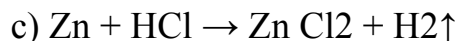
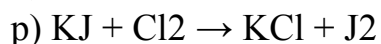
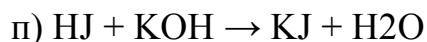
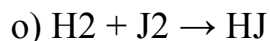
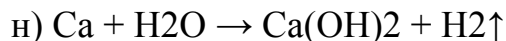
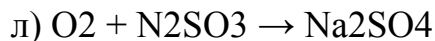
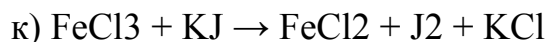
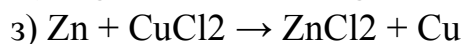
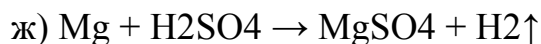
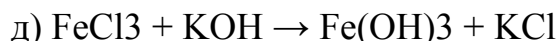
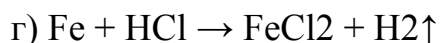
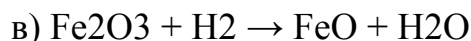
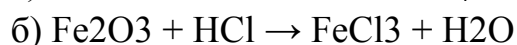
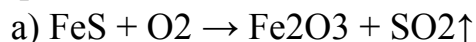
Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



4. Выберите процессы окисления:



5. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях реакций:



6. Найдите массу натрия хлорида (NaCl), если в реакцию:

$\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$ вступило 0,4 моль натрия 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 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 H_2 ? Не забудьте расставить коэффициенты.

9. Какое количество вещества меди 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 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 Ca_3N_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 AlI_3 ? Не забудьте расставить коэффициенты.

13. Рассчитайте объемы водорода и кислорода (н.у.) полученные при разложении 0,5 моль H_2O .

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.

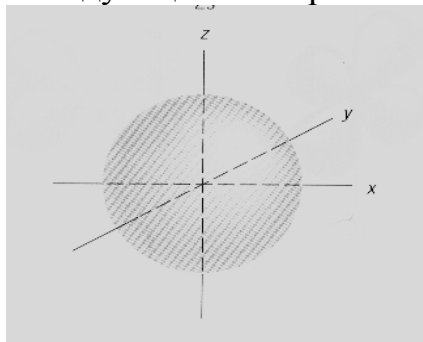
Электронная орбиталь — область пространства вокруг ядра, где вероятность нахождения электрона равна 90%.

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

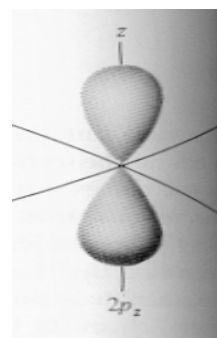
Спин принимает значения:

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

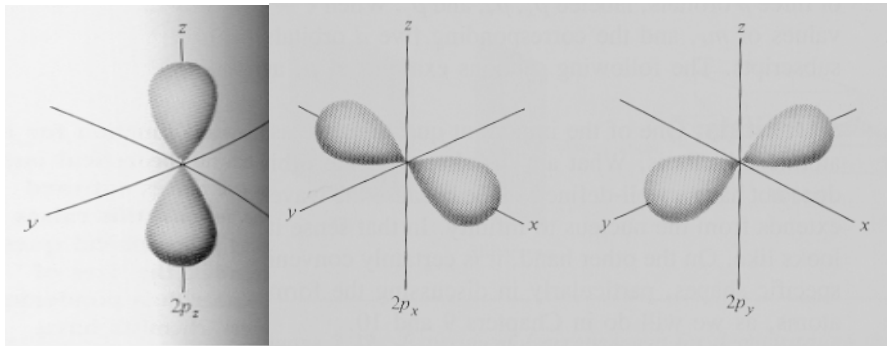
Различают следующие электронные орбитали:



s — орбиталь



p — орбиталь



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

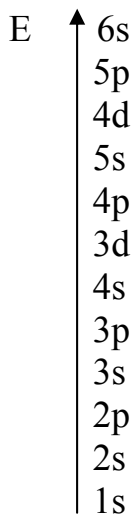
Электроны располагаются вокруг ядра по электронным слоям, которые называются **ЭНЕРГЕТИЧЕСКИМИ УРОВНЯМИ**.

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:

Si^{2+} ;	Cl^{-1} ;
Cl^{+7} ;	O^{2-} ;
Fe^{3+} ;	Cr^{3+} ;
Cu^{+1} ;	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

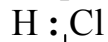
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ — это результат взаимодействия 2-х и более атомов, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы, частным случаем которой является молекула.

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)

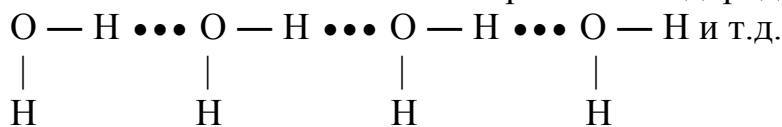


➤ Металлическая связь — химическая связь, осуществляемая электронами в кристалле любого металла.

➤ 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 H_2 ; Cl_2 , F_2 содержат ковалентную неполярную связь.

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

Например, молекулы H_2O , CO , NH_3 содержат ковалентные полярные связи.



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

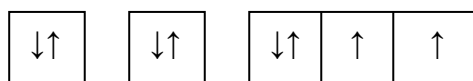
3. Метод валентных связей (МВС)

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.

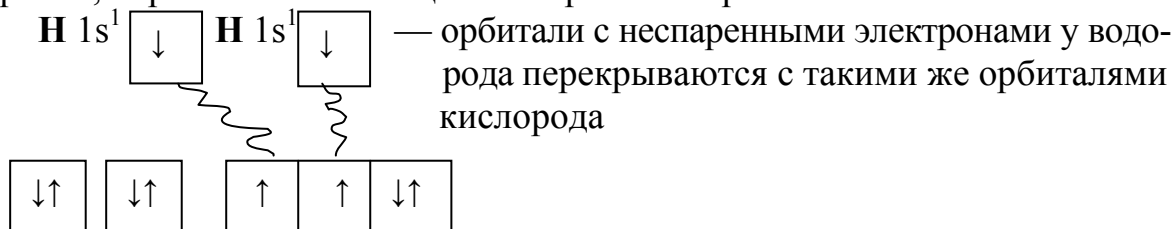
$\text{H } 1s^1$  $\text{H } 1s^1$  — каждый атом водорода содержит по 1 неспаренному электрону, поэтому водород может образовывать по одной ковалентной связи.



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

➤ **МЕХАНИЗМ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.**

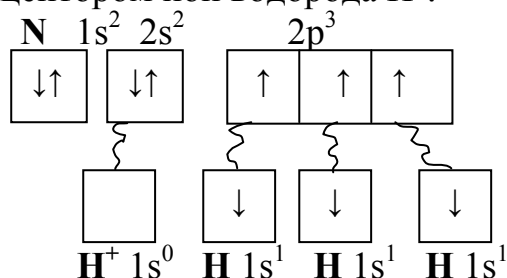
а) обменный механизм образования ковалентной химической связи. Электронные орбитали неспаренных электронов перекрываются — таким образом, образовывается общая электронная пара.



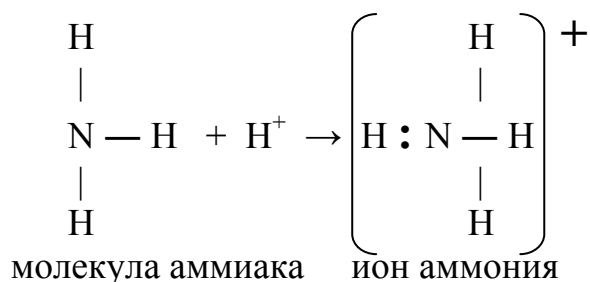
$\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$ — атом кислорода содержит по два неспаренных электрона, поэтому он может образовывать по две ковалентные связи.

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

Например: в образовании иона аммония (NH_3) атомом-донором является азот, атомом-акцептором ион водорода H^+ .



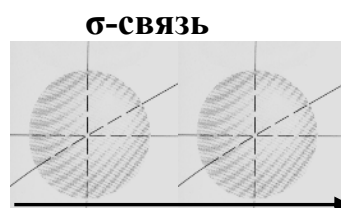
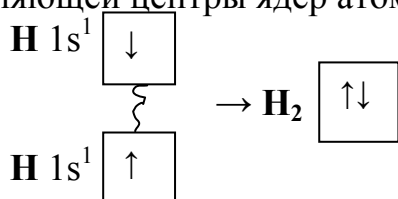
Схематично данный процесс можно изобразить так:



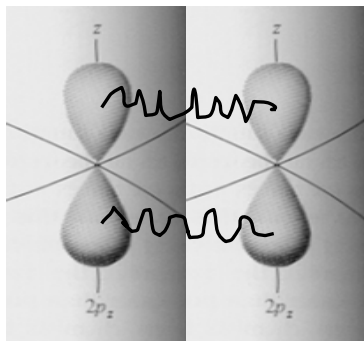
➤ Необходимым условием образования ковалентной связи является **АНТИПАРАЛЛЕЛЬНОСТЬ СПИНОВ ЭЛЕКТРОНОВ**, образующих электронную пару.

➤ Различают **σ** – и **π** – связи.

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

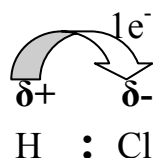


π-связь — связь, которая образуется в плоскости перпендикулярной линии образования σ- связи. Например, **π-связь** между p-орбиталями.



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

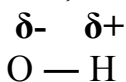
Например, при образовании молекулы HCl общая электронная пара смещается в сторону хлора, так как хлор более электроотрицательный химический элемент.



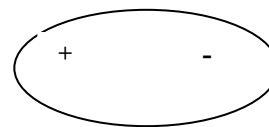
Из-за различных значений электроотрицательности более электроотрицательный атом заряжается отрицательно или приобретает частично отрицательный заряд **δ-**. Менее электроотрицательный атом в этом случае приобретает частично положительный заряд (**δ+**), так как от него отодви-

гаются электронное облако. А вся молекула называется диполем, часть которого заряжена положительно, другая отрицательно. Важнейшими 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 σ -типа, остальные π -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:

- N_2 ,
- HF,
- H_2O ,
- F_2 ,
- Cl,
- H_2S .

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 ΔC_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-

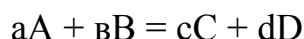
ный момент времени до нуля, если реакция необратимая, или до определенного значения, если обратимая.

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 COCl_2 0,1 моль/л. Через 8 с. После начала реакции концентрация 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 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°C . Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30°C до 60°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°C до 30°C . Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 10 до 55°C ?

10. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3,9 раза при повышении температуры реакционной смеси от 20°C до 30°C . Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40°C до 75°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?

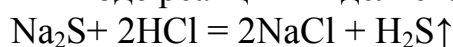
12. Как надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 16 раз, если известно, что температурный коэффициент реакции равен 2?

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

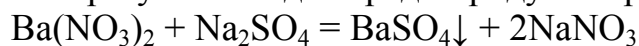
НЕОБРАТИМЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ — химические реакции, идущие в одном направлении и не изменяющие своего направления при изменении температуры и давления.

Химическая реакция необратима, если:

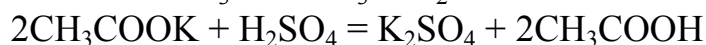
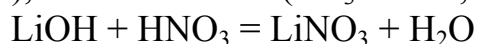
➤ в ходе реакции выделяется газ:



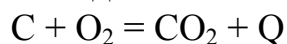
➤ образуется осадок среди продуктов реакции:



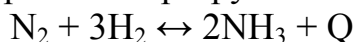
➤ в ходе реакции образуется малодиссоциирующее вещество — вода (H₂O), слабая кислота (CH₃COOH, HF, NH₄OH и другие), комплексная соль.



➤ 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.



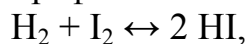
Большинство химических реакций протекает обратимо, то есть идет одновременно в двух направлениях. Реакцию, протекающую слева направо, называют *прямой* (→), справа налево — *обратной* (←). В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем уменьшается вследствие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

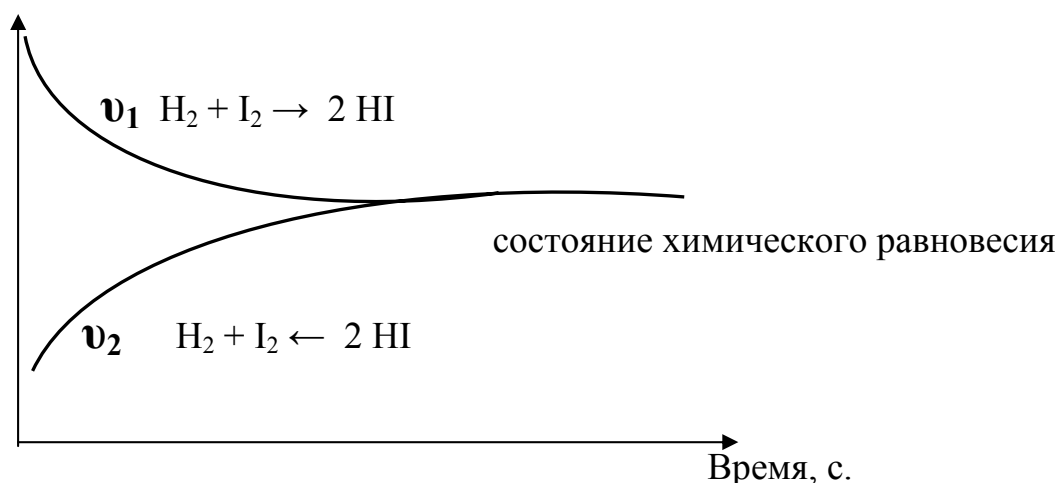
$$v_1 = v_2$$

Графически состояние химического равновесия можно изобразить так:

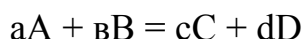


где v_1 — скорость прямой реакции, v_2 — скорость обратной реакции.

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 H_2 или N_2 равновесие сместится в сторону их расходования, то есть в сторону образования NH_3 (\rightarrow).

➤ При уменьшении концентрации H_2 или N_2 равновесие сместится в сторону их образования (\leftarrow).

Изменение давления:

➤ При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования *меньшего объема газообразных веществ*, то есть в сторону образования 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 N_2 и 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 NH_3 (\leftarrow).

➤ При уменьшении температуры равновесие смещается в сторону реакции, *идущей с выделением тепла* (в сторону экзотермической реакции). Для данной реакции в сторону образования NH_3 (\rightarrow).

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:

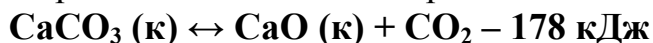
- а) $SO_2(г) + Cl_2(г) \leftrightarrow SO_2Cl_2(г)$;
- б) $H_2(г) + Br_2(г) \leftrightarrow 2HBr(г)$.

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) $Г + Д \leftrightarrow 2Е + 45 \text{ кДж}$.

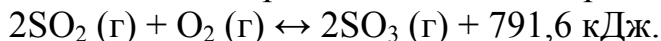
6. Как надо изменить температуру и давление, чтобы равновесие в реакции разложения кальция-карбоната:



сместить в сторону продуктов разложения?

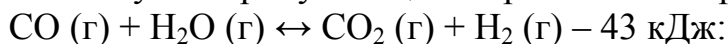
7. Как будет влиять увеличение давления и температуры на смещение равновесия в системе: $O_2 + 2CO \leftrightarrow 2CO_2 + Q$?

8. Напишите выражение константы равновесия для реакции:



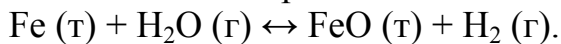
Какие условия будут смещать равновесие в сторону образования продуктов реакции?

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	$C_M = \frac{\nu(\text{вещества})}{V(\text{раствора})}$ $C_M = \frac{1000 \cdot T}{M(\text{вещества})}$ $C_M = \frac{10 \cdot \omega(\%) \cdot \rho}{M(\text{вещества})}$
Моляльная концентрация	C_m	Отношение количества вещества в определенной массе растворителя	моль/кг	$C_m = \frac{\nu(\text{вещества})}{m(\text{растворителя})}$
Массовая доля	ω	Процентное отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора	%	$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$ $\omega(\%) = \frac{C_M \cdot M}{10 \cdot \rho}$

Способ выражения состава растворов	Обозначение	Что показывает данный вид концентрации	Единицы измерения	Формулы расчета
Титр	T	Массу растворенного вещества в 1мл раствора	г/см ³ г/мл	$T = \frac{m(\text{вещества})}{V(\text{раствора})}$
Мольная доля	χ	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 ZnCl₂ 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;

ρ — плотность вещества, г/мл, кг/л;

ν — количество вещества, моль;

N — число структурных частиц вещества;

M — молярная масса вещества, г/моль;

N_A — число Авогадро, моль⁻¹;

V_m — молярный объем газа, л/моль.

2. Некоторые важнейшие физические постоянные

Число Авогадро (постоянная Авогадро) $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹

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°C

3. Электрохимический ряд напряжения металлов

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

4. Относительные молекулярные массы некоторых неорганических веществ

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

5. Таблица растворимости солей и оснований в воде

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

р — растворяется;

н — не растворяется;

м — мало растворяется;

«—» — в водной среде разлагается.

ЛИТЕРАТУРА

1. Врублевский А.И. Сборник конкурсных задач и упражнений по общей и неорганической химии. — 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

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

Окислительно-восстановительные реакции	23
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
Строение атома	28
1. Строение атома.....	28
2. Строение электронных оболочек атома.....	29
3. Задания для самостоятельной работы.....	30
Химическая связь	31
1. Химическая связь	31
2. Ковалентная химическая связь	32
3. Метод валентных связей	33
4. Задания для самостоятельной работы.....	35
Химическая кинетика	36
1. Скорость химической реакции	36
2. Зависимость скорости химической реакции от различных факторов	37
3. Задания для самостоятельной работы.....	38
Химическое равновесие	39
1. Химическое равновесие.....	39
2. Условия смещения химического равновесия.....	40
3. Применение принципа Ле Шателье	41
4. Задания для самостоятельной работы.....	41
Теория растворов	42
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
Приложения	46
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
Литература	48

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 60×84¹/₁₆. Бумага офсетная 65 г/м². 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