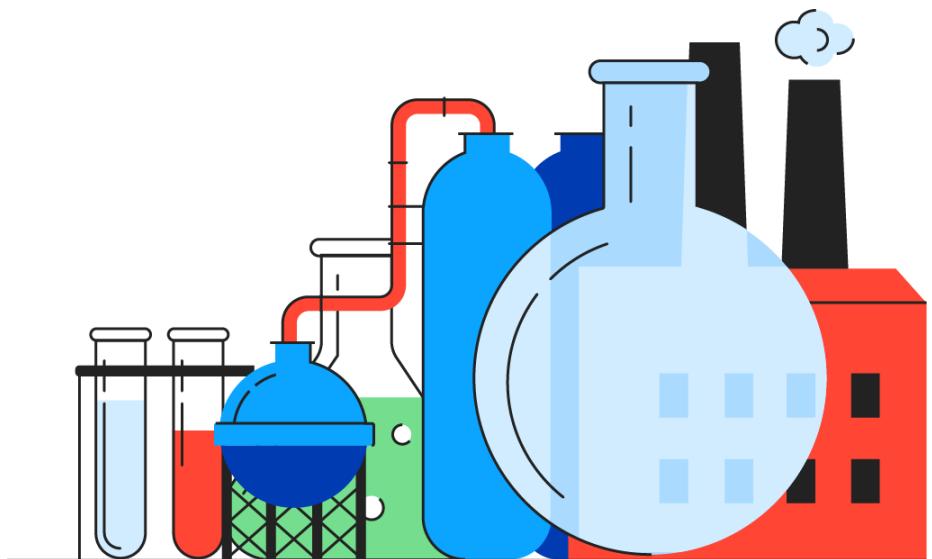


Государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение
Самарской области
«Сызранский медико-гуманитарный колледж»

Рабочая тетрадь для организации самостоятельной работы обучающихся
специальности 33.02.01 Фармация
по учебной дисциплине Общая и неорганическая химия



г.о. Сызрань, 2025 год

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	4
1. Основные понятия и законы химии... ..	5
1.1. Основные положения атомно-молекулярного учения... ..	5
1.2. Основные понятия химии.....	5
2. Строение атома.....	7
3. Периодический закон Д.И. Менделеева.....	9
4. Типы химической связи.....	11
4.1. Ионная и ковалентная химическая связь...	11
4.2. Металлическая химическая связь...	12
4.3. Водородная химическая связь.....	12
5. Дисперсные системы.....	13
6. Вода. Растворы. Растворение.....	15
7. Комплексные соединения.....	17
8. Основные классы неорганических соединений.....	20
8.1. Оксиды и их свойства.....	20
8.2. Основания и их свойства.....	21
8.3. Кислоты и их свойства.....	22
8.4. Соли и их свойства.....	24
9. Химические реакции.....	26
9.1. Классификация химических реакций.....	26
9.2. Скорость химических реакций. Обратимость химических реакций	28
9.3. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).....	29
9.3.1. Основные положения теории ОВР	29
9.3.2. Важнейшие окислители и восстановители.....	29
9.3.3. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса.....	30
10. Теория электролитической диссоциации (ТЭД).....	32
11. Свойства металлов и их соединений.....	40
11.1. Физические свойства металлов.....	40
11.2. Химические свойства металлов...	41
11.3. Качественные реакции на ионы металлов.....	44
12. Свойства неметаллов и их соединений.....	43
12.1. Качественные реакции на ионы неметаллов.....	66
Список литературы	71

ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения дисциплины общей и неорганической химии по специальности 33.02.01. Фармация, является формирование системных знаний базовых закономерностей протекания химических процессов, химического строения и свойств неорганических соединений для умения решать профессиональные задачи в области контроля качества лекарственных средств.

Для достижения поставленной цели необходимо:

1. Сформировать у обучающихся понимание задач и методов общей и неорганической химии, их значение в практической деятельности фармацевта;
 2. Сформировать у обучающихся системные знания закономерностей химического поведения основных классов неорганических соединений во взаимосвязи с их строением для использования этих знаний в качестве основы при изучении на молекулярном уровне процессов, протекающих в живом организме;
 3. Сформировать у обучающихся навыки самостоятельной работы учебно-методической и справочной литературой по общей и неорганической химии.
- В рабочей тетради рассмотрены разделы по теоретическим основам химии и химии элементов, касающиеся свойств металлов и неметаллов, и их соединений.
- Рабочая тетрадь предназначена для самостоятельной подготовки обучающихся к практическим занятиям.

Рабочая тетрадь разработана в соответствии с требованиями федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальности 33.02.01 Фармация. Рабочая тетрадь является составной частью учебно-методического комплекса по дисциплине Общая и неорганическая химия.

Преподаватель дисциплины должен научить обучающихся рациональной последовательности в работе, приемам труда, его планированию, систематичности. Цель подготовленной рабочей тетради заключается в методическом обеспечении самоподготовки в аудиторное и внеаудиторное время по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для обучающихся 2 курса.

В соответствии с рабочей программой дисциплины представлены тестовые задания, вопросы для самоподготовки. В рамках реализации контекстного обучения обучающимся предлагается применить психологические методики, в т.ч. на базах медицинских организаций. Обработка методик выполняется в учебной тетради, обучающиеся самостоятельно делают анализ и выводы.

Освоение содержания рабочей тетради позволяет обучающимся повысить уровень в части

знаний:

- - основные понятия и законы химии;

- - периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
- - общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;
- - формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;
- - типы и свойства химических связей (ковалентная, ионная, водородная);
- - характерные химические свойства неорганических веществ различных классов;
- - окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
- - диссоциация электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;
- - гидролиз солей;
- - реакции идентификации неорганических соединений, в том числе, используемых

умений:

- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- - составлять уравнения реакций: окислительно-восстановительные, реакции ионного обмена;
- - проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- - проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- - использовать лабораторную посуду и оборудование;
- - применять правила охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности

сформированности следующих общих компетенций:

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения возложенных на него профессиональных задач, а также для своего профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.

ОК 6. Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК 7. Брать ответственность за работу членов команды (подчиненных), за результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать и осуществлять повышение своей квалификации.

ОК 9. Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

ОК 10. Бережно относиться к историческому наследию и культурным традициям народа, уважать социальные, культурные и религиозные различия.

ОК 11. Быть готовым брать на себя нравственные обязательства по отношению к природе, обществу, человеку.

ОК 12. Организовывать рабочее место с соблюдением требований охраны труда, производственной санитарии, инфекционной и противопожарной безопасности.

ОК 13. Вести здоровый образ жизни, заниматься физической культурой и спортом для укрепления здоровья, достижения жизненных и профессиональных целей.

ОК 14. Исполнять воинскую обязанность, в том числе с применением полученных профессиональных знаний (для юношей)

и соответствующих **профессиональных компетенций (ПК):**

ПК 2.5 Соблюдать правила санитарно-гигиенического режима, охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности, порядок действия при чрезвычайных ситуациях

ПК 6.1. Рационально организовывать деятельность персонала соблюдением психологических и этических аспектов работы в команде.

ПК 6.2. Планировать свою деятельность в аптечной организации и анализировать ее эффективность.

ПК 6.3. Вести документацию.

ПК 6.4. Организовывать и контролировать выполнение требований противопожарной безопасности, техники безопасности и охраны труда.

ПК 6.5. Повышать профессиональную квалификацию и внедрять новые современные формы работы.

Рабочая тетрадь окажет значительную помощь обучающимся в освоении общих и профессиональных компетенций, при подготовке к экзамену по дисциплине.

Критерии оценки:

«Отлично» - задания выполнены в полном объеме, своевременно, без ошибок.

«Хорошо» - задания выполнены в полном объеме, своевременно, при выполнении заданий допущены неточности.

«Удовлетворительно» - при выполнении заданий допущены неточности.

«Неудовлетворительно» - задания выполнены с грубыми ошибками, несвоевременно.

1.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Основные положения атомно-молекулярного учения

1. Все вещества состоят из молекул (физические свойства вещества обусловлены поведением большого числа молекул и действием межмолекулярных сил).
2. Молекулы состоят из атомов, соединенных в определенной последовательности.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном, хаотичном движении.
4. Молекулы простых веществ состоят из атомов одного вида, сложных из разных видов.
5. В ходе химической реакции происходит изменение состава молекул и перегруппировка атомов, в результате чего образуются молекулы новых химических соединений. В основе – принцип дискретности, всякое вещество не является чем-то сплошным.

1.2. Основные понятия химии

Молекула – это наименьшая частица определённого вещества, которая обладает его химическими свойствами. Состав и химическое строение молекулы определяют её химические свойства. Все вещества состоят из молекул, а молекулы из атомов.

Атом – это наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ, это электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра атома и отрицательно заряженных электронов, вращающихся около ядра.

Атомное ядро состоит из протонов (Z) и нейтронов (N), имеет положительный заряд, равный по величине количеству протонов (или электронов в нейтральном атоме) и совпадает с порядковым номером элемента в периодической таблице.

Относительная атомная масса (Ar) – это отношение средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к $1/12$ массы атома ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (Mr) — величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов, составляющих химическое соединение, с учетом индексов.

Моль вещества (n) — это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится их в $0,012$ кг изотопа углерода ^{12}C . Число структурных единиц, содержащихся в 1 моле вещества равно $6,02 \cdot 10^{23}$. Это число называется числом Авогадро (N_A).

Молярная масса (M) показывает массу 1 моль вещества и равна отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества

$$M = m / n$$

Для более удобного сравнения способности различных элементов к соединению введено понятие химического эквивалента. Это одно из важнейших понятий химии.

Эквивалент – это условная частица, которая равнозначна по химическому действию одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Например, эквивалент KMnO_4 в окислительно-восстановительной реакции в кислой среде представляет собой $1/5$ (KMnO_4), так как в этом случае Mn^{+7} принимает 5 электронов.

Фактор эквивалентности – число, обозначающее, какая доля условной частицы реагирует с 1 ионом водорода в данной кислотно-основной реакции или с одним электроном в данной окислительно-восстановительной реакции. Он может быть равен 1 или быть меньше 1.

2. СТРОЕНИЕ АТОМА

При химических реакциях ядра атомов остаются без изменений, изменяется лишь строение электронных оболочек вследствие перераспределения электронов между атомами.

Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу. Благодаря волновым свойствам электроны в атоме могут иметь только строго определенные значения энергии, которые зависят от расстояния до ядра. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют энергетический уровень. Энергетические уровни подразделяются на s-, p-, d- и f- подуровни; их число равно номеру уровня.

Распределение электронов по энергетическим уровням. Вся совокупность сложных движений электрона в атоме характеризуется энергетическими числами, которые называются **квантовыми числами**.

n — главное квантовое число, принимает значения целых чисел натурального ряда — 1, 2, 3, ∞ и равно количеству энергетических уровней. Заполнение энергетических подуровней начинается с s-орбиталей, затем заполняются p-орбитали, затем d-орбитали и f-орбитали. Таким образом, последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней такова: 1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d 5s 4f 5p и так далее.

Пример: $n = 3$; на третьем энергетическом уровне — подуровней — 3: 3s, 3p, 3d; Номер энергетического уровня соответствует количеству подуровней. При $n = 3$ — три подуровня; при $n = 2$ — два подуровня. Число орбиталей в уровне: n^2 — 9; в подуровнях: 3s — 1, 3p — 3, 3d — 5; максимальное число электронов в уровне $2n^2$ — 18; на подуровнях: s — 2, p — 6, d — 10.

l — побочное (орбитальное) квантовое число. Подуровни энергетического уровня характеризуются побочным квантовым числом. Он зависит от главного квантового числа и принимает значения от 0 до $n - 1$.

Побочное квантовое число характеризует форму атомной орбитали и уточняет ее энергию по формуле $E = n + l$.

1. При $l = 0$ открывается подуровень s с s-орбиталью, форма которой сферическая.

2. При $l = 1$ открывается подуровень p с p-орбиталями, форма которых напоминает объемную восьмерку.

3. При $l = 2$ открывается подуровень d с d -орбиталами, форма которых напоминает объемный лепесток и более сложную объемную восьмерку.

4. При $l = 3$ открывается подуровень f с f -орбиталами, имеющими более сложную форму.

Количество орбиталей на подуровне определяется m_l — магнитным квантовым числом. Магнитное квантовое число определяет распределение орбиталей в магнитном поле ядра, оно зависито от орбитального квантового числа и принимает значения от $-l$ до $+l$ через единицу, включая 0. Например для $l=2$, $m_l = -2; -1; 0; 1; 2$.

Спиновое квантовое число m_s — независимое. Это число — квантовое свойство электрона, не имеющее классических аналогов. Спин характеризует движение электрона вокруг своей оси по часовой стрелке или против часовой стрелки. Для всех электронов абсолютное значение спина $1/2$. Проекция спина на ось (магнитное спиновое число m_s может иметь лишь два значения: $+1/2$ или $-1/2$, т.к. спин электрона — величина постоянная.)

Таким образом, Состояние электрона в атоме характеризуется квантовыми числами: n — главное квантовое число, l — побочное квантовое число, m_l — магнитное орбитальное квантовое число, m_s — магнитное спиновое квантовое число. Зная квантовые числа у электрона, можно описать энергию, количество орбиталей, их форму и расположение в пространстве.

Задания для самоподготовки:

1. Составить электронно-графические формулы следующих элементов:

Ca, Al, Fe, S, Na, Ba, Si, V, Mn, Ru, Au.

2. Решить тесты:

1 Порядковый номер химического элемента всегда равен в атоме числу протонов, нейтронов и электронов

протонов и нейтронов

протонов и электронов

электронов и нейтронов

2 Химические элементы расположены в порядке увеличения числа протонов в ядре их атомов в ряду

^{40}Ar , ^{39}K , ^{35}Cl

^{40}Ar , ^{35}Cl , ^{39}K

^{35}Cl , ^{40}Ar , ^{39}K

^{35}Cl , ^{39}K , ^{40}Ar

3 . Ион, в составе которого 9 протонов, 10 нейтронов, 10 электронов, имеет заряд

1

-1

+2

-2

4. Ядро атома $^{23}_{11}\text{Na}$ содержит

23p и 11n

12p и 11n

11р и 12н

11р и 23н

5. Атом ^{37}Cl содержит

17р, 17н, 17е

18р, 18н, 18е

17р, 20н, 17е

17р, 18н, 71е

6. По десять электронов содержат частицы

Mg^{2+} и F^-

O^{2-} и Cl^-

Ne и P^{3-}

O и Mg^{2+}

7. Если частица N^{3+} примет два электрона, то образуется

N

N^{5+}

N^{1-}

N^{1+}

8. Химическому элементу соответствует летучее водородное соединение состава RH_3 . Электронная конфигурация внешнего уровня атома этого элемента

$3\text{s}^23\text{p}^1$

$3\text{s}^23\text{p}^2$

$3\text{s}^23\text{p}^3$

$3\text{s}^23\text{p}^5$

9. Положительно заряженный ион образуется в случае, если

отрицательно заряженный ион отдаёт один электрон

отрицательно заряженный ион принимает один электрон

атом отдаёт один электрон

атом принимает один электрон

10. У большей части природных изотопов

число протонов превышает число нейтронов

число нейтронов превышает число протонов

число нейтронов равно числу протонов, но не равно числу электронов

число протонов равно числу нейтронов и числу электронов

11. Максимальное число электронов на первом электронном уровне равно 2,

на втором - 8, на третьем —

12

14

16

18

12. Максимальное число электронов на $3p >$ орбитали равно

2

4

6

8

13. Число неспаренных электронов, которые содержит атом азота в основном состоянии, равно

1

2

3

4

14. Атомы серы и кислорода имеют
одинаковое число электронных слоёв
одинаковое число электронов внешнего электронного слоя
одинаковое число протонов в ядре
одинаковые радиусы

15. Электронная конфигурация атома фтора

$1s^2 2s^2 - 2p^5$

$1s^2 2s^2 - 2p^4$

$1s^2 2s^2 - 2p^6$

$1s^2 2s^2 - 2p^3$

16. Число неспаренных электронов в атоме углерода в состоянии
 sp^3 -гибридизации равно

1

2

3

4

17. У атома хлора на третьем электронном уровне имеется одна, s -орбиталь, три p -орбитали и пять d -орбиталей. Максимальная валентность хлора равна четырём

семи

восьми

девяты

18. Валентность в летучем водородном соединении равна его валентности в оксидах химического элемента

бора

углерода

азота

кислорода

19. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 - 2p^5 3s^1$ соответствует электронной

конфигурации в первом возбуждённом состоянии атома

азота

кислорода

фтора

неона

20. Если минимальная отрицательная степень окисления атома элемента равна -3, то его электронная конфигурация

$1s^2 2s^2 2p^6$

$1s^2 2s^2 2p^5$

$1s^2 2s^2 2p^4$

$1s^2 2s^2 2p^3$

21. Если ион, имеющий заряд +1, примет четыре электрона, то его заряд станет равен

5

3

-1

-3

22. Ион одного химического элемента имеет 17 протонов, 18 электронов, 20 нейтронов. Этот химический элемент называется

хлор

калий

серы

кислород

23. В растворе были обнаружены катионы, имеющие в своём составе по десять электронов. Этот раствор не образует осадка при добавлении щёлочи.

Это катионы

натрия

магния

лития

бериллия

24. Электронная формула, отображающая строение иона Al^{3+} ,

$1s^2 2s^2$

$1s^2 2s^2 2p^2$

$1s^2$

$1s^2 2s^2 2p^6$

25. Число неспаренных электронов в катионе Fe^{3+} равно

2

3

4

5

26. Наименьший диаметр имеет ион

O^{2-}

F^-

Na^+

Mg^{2+}

27. Число электронов, входящих в состав иона NO_3^- , равно

31

32

33

34

28. Электронная конфигурация иона Э- химического элемента, расположенного в шестой группе третьего периода,

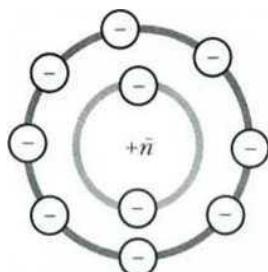
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

29. Электронная схема



соответствует строению двухзарядного иона

кислорода

фтора

натрия

алюминия

30. Это двухзарядный катион элемента четвёртого периода Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева. Для него характерна степень окисления +1. Этот элемент

кальций

хром

медь

цинк

31. Установите соответствие между символом химического элемента и степенями окисления, проявляемыми его атомами в химических соединениях.

Символ химического элемента

А) Al

Б) Si

В) P

Г) S

Степени окисления

1) -3, +3, +5

2) -2, +4, +6

3) +3

4) -3, +5

5) -4, +4

32. Химические элементы, атомы которых содержат во внешнем электронном слое один электрон:

1) калий

2) кальций

3) хром

4) магний

5) медь

6) железо

33. Ионы химических элементов, имеющие электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$

- 1) Mg^{2+}
- 2) Sc^{3+}
- 3) S^{2-}
- 4) Na^+
- 5) Zn^{2+}
- 6) F^-

34. Десять электронов содержат ионы:

- 1) OH^-
- 2) Cu^+
- 3) NH_4^+
- 4) Cl^-
- 5) Na^+
- 6) S^{2-}

35

? Природный углерод состоит главным образом из двух изотопов: ^{12}C и ^{13}C . Сколько атомов ^{12}C приходится на один атом ^{13}C ?

Ответ: _____ . (Запишите число с точностью до целых.)

36. Чему будет равна атомная масса углерода на планете X созвездия Кассиопея, если в его веществе на 25 атомов ^{12}C приходилось бы 75 атомов ^{13}C ?

Ответ: _____ . (Запишите число с точностью до сотых.)

3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периодический закон был сформулирован Д.И. Менделеевым в 1869 году. Поскольку в этот период времени не было известно строение атома, и атом считался мельчайшей неделимой частицей вещества (от др.-греч. ἀτομός «неделимый, неразрываемый»), первоначальная формулировка периодического закона была: свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от атомных масс элементов. Впоследствии опытным путём было доказано, что атом имеет сложное строение – состоит из атомного ядра, в свою очередь включающего протоны и нейтроны, и электронов.

Современная формулировка Периодического закона Д.И. Менделеева. Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра.

Таблица Периодической системы химических элементов графически отображает Периодический закон. Каждое число в ней характеризует какую-либо особенность в строении атомов:

1. Порядковый (атомный) номер химического элемента указывает на заряд его атомного ядра, то есть на число протонов, содержащихся в нем, а так как атом электронейтрален, то и на число электронов, находящихся вокруг атомного ядра. Число нейтронов определяют по формуле

$$N = A - Z,$$

где A – массовое число, Z – порядковый номер элемента;

2. Номер периода соответствует числу энергетических уровней (электронных слоев) в атомах элементов данного периода;

3. Номер группы соответствует числу электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп и максимальному числу валентных электронов для элементов побочных подгрупп.

В периоде с увеличением зарядов атомных ядер элементов (слева направо) способность атома химического элемента отдавать электроны ослабевает, в то время, как способность принимать электроны – увеличивается, в силу того, что:

- 1) возрастает число электронов на внешнем уровне атома;
- 2) число энергетических уровней в атомах в пределах периода остается постоянным;
- 3) уменьшается радиус атомов.

В группах (главная подгруппа) с увеличением зарядов атомных ядер элементов (сверху вниз) способность отдавать электроны усиливается, а способность принимать их ослабевает. Это объясняется тем, что:

- число электронов на внешнем уровне атомов остается одинаковым;
- увеличивается число энергетических уровней в атоме;
- увеличивается радиус атомов.

В больших периодах такие изменения происходят медленнее, так как, начиная с третьего элемента, у атомов достраивается не внешний энергетический, а пред внешний уровень с 8 до 18 электронов (у элементов побочных подгрупп), и лишь затем заполняется внешний уровень с 2 до 8 электронов (у элементов главных подгрупп).

Природа каждого химического элемента, то есть определенные, присущие только ему свойства атомов, простых веществ, соединений зависит от заряда ядра его атомов. Заряд обуславливает и строение электронной оболочки атома.

Задание для самостоятельной подготовки

1. Свойства химического элемента и его соединений находятся в периодической зависимости от

заряда атома

числа протонов в ядре атома

числа электронов во внешнем электронном уровне атома

числа нейтронов в его ядре

2. Химические элементы, атомы которых имеют одинаковое число электронных слоёв, находятся в периодической системе

по диагонали

в одной группе

в одной подгруппе

в одном периоде

3. Выберите верное утверждение о свойствах химических элементов.

в периодах восстановительные свойства увеличиваются слева направо

в группах А восстановительные свойства увеличиваются сверху вниз

в периодах окислительные свойства увеличиваются справа налево

в группах А восстановительные свойства увеличиваются снизу вверх

4. Наименее выражены неметаллические свойства у

селена

брома

йода

теллура

5. Наименьшую энергию надо затратить на отрыв одного электрона от атома

серы

кремния

кальция

бария

6. Число 35,453 в ячейке периодической системы под номером означает

массу атома хлора (в атомных единицах массы)

среднюю массу природных изотопов хлора с учётом их распространённости в земной коре

массу молекулы хлора (в атомных единицах массы)

среднюю массу всех известных изотопов хлора

7. Электроотрицательность и энергия ионизации в ряду Te → Se → S → O соответственно
возрастает, возрастает
возрастает, уменьшается
уменьшается, уменьшается
уменьшается, возрастает

8. В порядке увеличения атомных радиусов расположены знаки химических элементов в ряду

C → N → O → T

Sr → Ca → Mg → Be

Na → Al → P → Cl

Te → Sb → Sn → In

9. Число электронных слоёв в атомах химических элементов в ряду

C → Mg → Se

возрастает от 3 до 5

возрастает от 2 до 4

уменьшается от 4 до 2

уменьшается от 5 до 3

10. Не относится к *p*-элементам

германий

мышьяк

селен

цинк

11. Наиболее сильный окислитель

углерод

азот

кислород

фтор

12. В ряду данных щелочных металлов наименьшей температурой плавления

обладает

литий

натрий

калий

рубидий

Наибольшей температурой кипения обладает

фтор

хлор

бром

кислород

13. Наиболее выражены металлические свойства у

серы

селена

кремния

скандия

14. Наиболее выраженными неметаллическими свойствами обладает
теллур
галлий
железо
кальций

15. В ряду водородных соединений неметаллов



кислотно-основные свойства не изменяются

свойства изменяются от основных, через амфотерные, к кислотным
свойства изменяются от кислотных, через амфотерные, к основным
кислотные свойства усиливаются, а основные убывают

16. Бериллий и магний не относятся к щёлочноземельным металлам, так как
их гидроксиды не растворимы в воде

они не являются р-элементами

они относятся к металлам

они относятся к неметаллам

17. Наименьшей химической активностью в ряду галогенов обладает



18. Наименьшей химической активностью по отношению к кислороду обладает
азот

белый фосфор

железо

натрий

19. Наибольшее межъядерное расстояние — в молекуле

фтора

хлора

брома

йода

20. Наименьшими восстановительными свойствами обладает кислота

фтороводородная

хлороводородная

бромоводородная

иодоводородная

21. Формулы оксидов, которые проявляют только кислотные свойства, - это



22. Электроотрицательность кальция меньше электроотрицательности магния,

потому что
относительная атомная масса магния меньше относительной, атомной массы кальция
оба элемента принадлежат ко второй группе
число электронов в атоме кальция равно числу электронов в атоме магния
радиус атома кальция больше радиуса атома магния при условии, что элементы
находятся в одной группе А

23. Среди гидроксидов второй группы выберите вещество, проявляющее амфотерные свойства.

- Zn(OH)₂,
- Mg(OH)₂
- Ca(OH)₂
- Sr(OH)₂

24. Наименее сильной кислотой является

- H₃PO₄
- HNO₃
- H₃AsO₄
- H₃SbO₄

25. Наиболее сильной кислотой является

- HF
- HCl
- HBr
- HI

26. В ряду CH₄ → NH₃ → H₂O → HF происходит

увеличение прочности химической связи

усиление восстановительных свойств

ослабление кислотных свойств) уменьшение полярности связи

27. Высший оксид элемента с порядковым номером 17 в периодической системе является

- основным
- кислотным
- амфотерным
- несолеобразующим

28. Формула высшего гидроксида хрома

- Cr(OH)₂
- Cr(OH)₃
- H₂Cr₂O₇
- Cr(OH)₄

29. Среди летучих водородных соединений элементов третьего периода наименьшие кислотные свойства проявляет

- SiH₄
- PH₃
- H₂S
- HCl

30. Установите соответствие между формулой оксида и его характеристикой.

Формула оксида

- А) N_2O_5
- Б) Na_2O
- В) Al_2O_3
- Г) CO

Характеристика оксида

- 1) несолеобразующий
- 2) кислотный
- 3) амфотерный
- 4) основный

31. Установите соответствие между символом химического элемента и страной, в честь которой он был назван.

Символ химического элемента Страна

- | | |
|------------|-------------|
| А) Ru | 1) Россия |
| Б) Po | 2) Германия |
| В) Fr | 3) Польша |
| Г) Ge | 4) Румыния |
| 5) Франция | |

32. Установите соответствие между характеристикой простого вещества или химического элемента и его символом.

Характеристика простого вещества

- А) самый распространённый элемент во Вселенной
- Б) самый распространённый элемент на Земле
- В) единственный жидкий неметалл
- Г) единственный жидкий металл

Символ химического элемента

- 1) Si
- 2) H
- 3) Hg
- 4) Br₂
- 5) O

33. Установите соответствие между символом химического элемента и фамилией учёного.

Символ химического элемента

- А) Rf
- Б) No
- В) Md
- Г) Es

Фамилия учёного

- 1) Резерфорд
- 2) Курчатов
- 3) Нобель
- 4) Менделеев
- 5) Эйнштейн

34. Установите соответствие между формулой простого вещества и его применением.

Формула простого вещества

- А) Pb
- Б) Hg

Применение

- 1) обработка ссадин
- 2) автомобильные аккумуляторы

В) U
Г) I₂

- 3)лазерные диски
- 4)ядерная энергетика
- 5)изготовление термометров

35.Химические элементы, оксиды которых проявляют основные свойства:

Zn
Си
Mg
Al
Be
Ba

36.Простые вещества, являющиеся твёрдыми при обычных условиях:

йод
азот
озон
графит
хлор
сера

37. Элементы, содержащие два неспаренных электрона во внешнем электронном слое:

C
N
S
Mg
Li
Ti

38. Элемент образует два оксида. В одном из них массовая доля элемента составляет 50 %, а в другом — 40 %.

Этот химический элемент — *сера*

(Запишите слово в именительном падеже.)

39. Хлор состоит из двух изотопов ³⁵Cl и ³⁷Cl. Сколько атомов ³⁵Cl приходится на один атом ³⁷Cl?

Ответ: _____. (Запишите число с точностью до целых.)

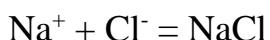
4.

ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

4.1. Ионная и ковалентная химическая связь

Под *химической связью* понимают такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы. Различают четыре типа химических связей: ионную, ковалентную, металлическую и водородную.

Ионная химическая связь – это связь, образовавшаяся за счет электростатического притяжения катионов и анионов. Атомы, присоединившие «чужие» электроны, превращаются в отрицательные ионы, или анионы. Атомы, отдавшие свои электроны, превращаются в положительные ионы, или катионы. Понятно, что между анионами и катионами возникают силы электростатического притяжения, которые и будут удерживать их друг около друга, осуществляя тем самым ионную химическую связь. Например, в молекуле хлорида натрия NaCl ионная химическая связь образуется за счёт сил электростатического взаимодействия между катионом Na^+ и анионом Cl^- :



Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов.

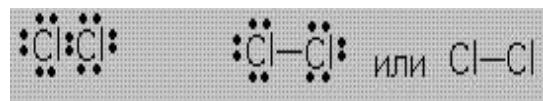
Она может быть образована атомами одного итого же элемента и тогда она неполярная, то есть не смещена ни к одному атому; например, такая ковалентная связь существует в молекулах одноэлементных газов H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 и др.

Ковалентная связь может быть образована атомами разных элементов, сходных по химическому характеру, и тогда она полярная, то есть смещена в сторону одного из атомов; например, такая ковалентная связь существует в молекулах H_2O , NF_3 , CO_2 . Электроотрицательностью называется способность атомов химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

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

→
В ряду происходит уменьшение электроотрицательности.

Элементы с большей электроотрицательностью будут оттягивать общие электроны от элементов с меньшей электроотрицательностью. Для наглядного изображения ковалентной связи в химических формулах используются точки (каждая точка отвечает валентному электрону, а также четвертая отвечает общей электронной паре). Пример. Связи в молекуле Cl_2 можно изобразить так:



4.2. Металлическая химическая связь

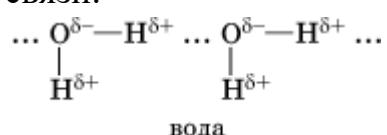
Наличием металлической связи обусловлены физические свойства металлов и сплавов: твердость, электрическая проводимость и теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск.

Металлы имеют металлическую кристаллическую решётку, в узлах которой находятся положительно заряженные ионы, а между ними движутся свободные электроны или электронный газ. Металлическая химическая связь – это связь между атомами в металлическом кристалле, возникающая за счёт перекрытия (обобществления) их валентных электронов. Схема образования металлической связи ($M - M^{+}$):



4.3. Водородная химическая связь

Химическую связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или ее части) и отрицательно поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов, имеющих неподеленные электронные пары (F, O, N и реже Cl и S) другой молекулы (или ее части), называют **водородной**. Пример межмолекулярной водородной связи:



Деление химических связей на типы носит условный характер, так как все они характеризуются определенным единством. Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи.

Металлическая связь совмещает ковалентное взаимодействие атомов с помощью обобществленных электронов и электростатическое притяжение между этими электронами и ионами металлов.

Самостоятельная работа

1. Электроотрицательность химических элементов с ростом порядкового номера в Периодической системе Д.И. Менделеева в периоде и в группе соответственно увеличивается, увеличивается

увеличивается, уменьшается

уменьшается, увеличивается

уменьшается, уменьшается

2. В порядке уменьшения электроотрицательности расположены элементы в ряду
O, H, Mg, Li

C, I, B, P

Sn, Se, Br, F

H, Br, C, B

3. Химический элемент, который в своих соединениях проявляет только отрицательную степень окисления, — это
кислород
фтор
алюминий

серы

4 Химический элемент, который в своих соединениях проявляет только положительную степень окисления, — это

серы

азот

неон

магний

5 В некоторых соединениях химические элементы могут проявлять дробные степени окисления. Степень окисления кислорода равна -0,5 в соединении

Na_2O

H_2O_2

OF_2

KO_2

6 Степень окисления, в которой наиболее ярко проявляются кислотные свойства элементов, обладающих переменной валентностью

минимальная отрицательная

максимальная положительная

промежуточная

равна нулю

7 Формула соединения, в котором степень окисления хлора минимальная

AlCl_3

KClO

$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$

$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$

8 Все реакции, которые протекают только с изменением степени окисления атомов, относятся к типу

разложения

замещения

соединения

обмена

9 Степень окисления серы в тиосульфате натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, равна

+6

+4

+2

-2

10.Формула соединения, в котором степень окисления хрома равна +3,

$+\text{NaCrO}_2$

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

CaCrO_4

CrO_3

11.Химическая связь между различными неметаллами называется

ковалентная полярная

ковалентная неполярная

ионная

металлическая

12. В ряду $\text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3\text{Br} \rightarrow \text{CH}_3\text{I}$ полярность связи C-H

увеличивается

уменьшается

не изменяется

сначала увеличивается, затем уменьшается

13. Химические связи в веществах в ряду

$\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{KCl}$ соответственно

ковалентная неполярная, ковалентная полярная, ионная

ионная, ковалентная неполярная, ковалентная полярная

ионная, ковалентная полярная, ковалентная неполярная

ковалентная полярная, ионная, ковалентная неполярная

14. Химическая связь с водородом атома элемента, в котором электроны распределены так: 2, 8, 8, 1, является

валентной полярной

ковалентной неполярной

ионной

металлической

15. Наибольшая полярность связи в молекуле

воды

сероводорода

селеноводорода

теллурводорода

16. Наименьшая полярность связи в молекуле

CH_4

HCl

NH_3

H_2O

17. Формула вещества, содержащего ионную связь

CO_2

HNO_3

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

CH_2Cl_2

18. Формула вещества, малорастворимого в воде,

KF

NH_3

HF

CH_4

19. Водородная связь образуется между молекулами

C_6H_6

CH_3COOH

CH_3OCH_3



20. В молекуле $\text{H}_2\text{N} \rightarrow \text{CH}_2 \rightarrow \text{COOH}$

наиболее полярная связь между атомами

H-N

N-C

C-O

O-H

21 Образование химической связи — это процесс, который

сопровождается выделением энергии

происходит самопроизвольно в изолированных системах

требует затраты энергии

может происходить только под действием света

22. Низкая химическая активность молекулярного азота объясняется тем, что

он имеет высокое значение электроотрицательности

его молекула имеет тройную химическую связь с высокой прочностью

до завершения внешнего электронного слоя его атому не хватает трёх

электронов

он расположен в пятой группе второго периода

23. Прочность углерод-углеродной связи в ряду этан \rightarrow бензол \rightarrow этилен \rightarrow этилен

увеличивается

уменьшается

сначала увеличивается, затем уменьшается

сначала уменьшается, затем увеличивается

24. Длина химической связи элемент — водород в ряду соединений



уменьшается

увеличивается

сначала увеличивается, затем уменьшается

сначала уменьшается, затем увеличивается

25. В ионе метиламмония ($\text{CH}_3 \rightarrow \text{NH}_3$)⁺ все химические связи

ионные и ковалентные полярные

ковалентные полярные

ковалентные неполярные

донорно-акцепторные

26. Наименее прочная химическая связь в молекуле

O₂

N₂

Cl₂

F₂

27. Наиболее прочная химическая связь в молекуле

HF

HCl

HBr

Н1

28. Верны ли следующие суждения о химической связи?

А. Химическая связь в молекуле N₂ менее прочная, чем в молекуле O₂.

Б. Чем слабее химическая связь между атомами металла, тем выше его температура плавления.

верно только А

верно только Б

верны оба суждения

оба суждения неверны

29. Верны ли следующие суждения о строении веществ?

А. Чем меньше степень ионности связи, тем ниже температура плавления.

Б. Вещества с атомной кристаллической решёткой обычно более твёрдые, чем вещества с молекулярной решёткой.

верно только А

верно только Б

верны оба суждения

оба суждения неверны

30. Верны ли следующие суждения о свойствах веществ?

А. Молекула CH₄ имеет четыре атома водорода, но не может участвовать в образовании водородной связи.

Б. Температура кипения бутанола-1 ниже, чем пентана.

верно только А

верно только Б

верны оба суждения

оба суждения неверны

31. Установите соответствие между веществом и видом химической связи.

Вещество

Вид химической связи

А) фосфин PH₃

1) ковалентная

Б) хлорид натрия

2) ионная

В) нитрат бария

3) водородная

Г) пропадиен

4) ионная и ковалентная

32. Какие связи имеются в карбонате натрия? Установите соответствие между типом связи и их количеством в структурной единице карбоната натрия.

Тип связи

Количество связей

А) ионная связь

1) 1

Б) Q-связь

2) 2

В) π-связь

3) 3

Г) металлическая связь

4) 4

5) 0

33. Установите соответствие между химической связью и её энергией.

Химическая связь	Энергия связи, кДж/моль
A) H-C1	1) 298
Б) H-Br	2) 569
В) H-F	3) 366
Г) H-I	4) 432

35. Установите соответствие между формулой соединения и углом между химическими связями.

Формула соединения	Угол между связями
A) H_2O	1) 107°
Б) C_2H_2	2) 120°
В) BF_3	3) $104,5^\circ$
Г) NH_3	4) 109° 5) 180°

36. Установите соответствие между формулой соединения и межъядерным расстоянием (длиной связи).

Формула соединения	Длина связи (нм)
A) KCl	1) 0,282
Б) KBr	2) 0,267
В) KI	3) 0,217
Г) KF	4) 0,305

37. Четыре Q-связи — в молекуле

- CCl_4
 PH_3
 C_2H_6
 HCOOH
 C_2H_2
 CO_2

38. Элемент, атомы которого имеют степень окисления +3 в молекулах

- PCl_3
 HNO_2
 H_2SO_3
 H_3PO_3
 $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 HCN

39. Выберите верные утверждения.

чем межъядерное расстояние больше, тем энергия связи меньше
с увеличением кратности связи её прочность увеличивается
электроотрицательность элементов уменьшается в периодах справа налево, в группах — сверху вниз.

чем темпера тура плавления металла больше, тем прочность металлической связи ниже

для полярной связи характерен гемолитический разрыв

в ходе химической реакции сначала разрывается Q-связь, а затем -Π-связь

40. Степень окисления азота в гидроксида диамминосеребра

[Ag(NH₃)₂]OH равна -3.

? Степень окисления углерода в K₂[Fe(CN)₆] составляет +2.

ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Состояние чистого вещества описывается очень просто – твердое, жидкое, газообразное. Но абсолютно чистых веществ в природе не существует. Даже незначительное количество примесей может существенно влиять на свойство веществ: температуру кипения, электро- и теплопроводимость, реакционную способность и т.д.

В природе и практической жизни человека встречаются не отдельные вещества, а их системы. Важнейшими из них являются дисперсные системы (Д.С.).

Д.С. – гетерогенные системы, в которых одно вещество равномерно распределено в виде частиц внутри другого вещества.

Дисперсная фаза (ДФ) - мелко раздробленное вещество.

Дисперсная среда (ДС) - однородное вещество, в котором распределена дисперсная фаза. Примеры дисперсных систем: мел + вода, туман, дым, смог.

Классификация

1. Дисперсные системы в зависимости от сочетания агрегатного состояния ДФи ДС можно подразделить на 9 видов:

Дисперсионная среда	Дисперсионная фаза		
	газ	жидкость	Твердое вещество
Газ	Воздух, природный газ	Туман, попутный нефтяной газ	Дым, пыль, смог
Жидкость	Газировка, пена	Плазма крови, пищеварительный сок, эмульсии	Строительные растворы, суспензии, золи
Твердое вещество	Снежный наст, порошки, пористое тело	Мед, косметические средства, влажная почва	Минералы, сплавы, цветное стекло, горные породы

2. Классификация ДС по величине частиц

Д.С.

Грубодисперсные системы
(суспензии)

тонкодисперсные системы (эмульсии,
(истинные растворы))

Коллоидные растворы(золи, гели, пасты)

Грубодисперсые системы (размер частиц более 100 нм) это непрозрачные системы, частицы видны невооруженным глазом, отстаиваются, у жидкостей видна граница раздела. Грубодисперсные системы делятся на

- эмульсии (молоко, лимфа, нефть)
- суспензии (мел + вода, известковое молоко + вода, глина + вода)

Суспензия — это грубодисперсная система, имеющая твердую дисперсную фазу и жидкую дисперсионную среду. Обычно ее частицы настолько велики (больше 10 мкм), что могут довольно легко оседать под силой тяжести: лекарства, эмалевые краски; цементные растворы.

Эмульсия — дисперсная система, состоящая из микроскопических капель жидкости (дисперской фазы), расположенных в другой жидкости (дисперсионной среде) - молоко. В нём капли молочного жира распределены в водной среде.

Жидкие коллоидные растворы занимают промежуточное положение между тонкодисперсными и грубодисперсными системами (золи и гели), размер частиц от 1-100нм.

Золи - это жидкости живой клетки-цитоплазма (ядерный сок, кровь, лимфа, пищевые соки). Частицы золей могут слипаться между собой и выпадать в осадок (коагуляция), при этом р-р превращается в **гель** (студенистый осадок) - мармелад, зефир, птичье молоко, гель для душа, гель до и после бритья; природные гели-медуза, хрящи, сухожилия, волосы, мышечные ткани.

Значение дисперсных систем. Глобальная роль дисперсных заключается в том, что они являются основными компонентами живых организмов. Коллоиды поступают в организм в виде пищевых веществ и в процессе пищеварения превращаются в специфические, характерные для данного организма коллоиды. Можно сказать, что весь организм человека - это сложная коллоидная система в ее связи с поверхностными явлениями.

6. ВОДА. РАСТВОРЫ. РАСТВОРЕНИЕ

Раствор - это однородная смесь веществ, состоящая из нескольких компонентов. По агрегатному состоянию растворы делятся на твердые, жидкие и газообразные. Твердые – сплавы металлов, газообразные – воздух. Любой раствор, особенно жидкий, как правило, состоит как минимум из двух компонентов.

Классификация веществ по их растворимости в воде.

Хорошо растворимые - если при комнатной температуре в 100 г воды растворяется больше 1 г этого вещества.

Малорасторимые – если при таких условиях растворяется меньше 1 г вещества в 100 г воды.

Практически нерастворимые вещества – такие вещества, растворимость которых меньше 0,01 г в 100 г воды.

Виды растворов.

Насыщенный раствор - в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

Ненасыщенный раствор, в котором при данной температуре находится меньше растворяемого вещества, чем в его насыщенном растворе.

Пересыщенный раствор, в котором при данной температуре находится в растворенном состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях.

Растворение - это химический процесс-взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества.

Факторы, от которых зависит растворимость веществ в воде.

1. Природа реагирующих веществ. Полярные молекулы веществ способны растворяться в полярном растворителе – воде.

Полярные вещества в химии – это соединения, молекулы которых обладают электрическим дипольным моментом.

Дипольный момент обычно возникает вследствие разной электроотрицательности составляющих молекулу атомов, из-за чего связи в молекуле приобретают полярность (см. раздел «Типы химической связи»).

Электроотрицательность – это количественная характеристика способности атома в молекуле смещать к себе общие электронные пары, то есть способность атомов оттягивать к себе электроны других атомов.

Полярные растворители наиболее охотно растворяют полярные вещества, 2. При увеличении температуры жидкости и твердые вещества растворяются лучше, а газы – хуже.

3. При увеличении давления, объем уменьшается и молекул чаще сталкиваются друг с другом, поэтому растворение увеличивается.

Значение имеют водные растворы для организма человека. Все вещества поступают в клетки в растворенном виде и выводятся яды из клеток так же в виде растворов. Вода является участником большинства химических реакций, протекающих в нашем организме. Организм человека на 70% состоит из воды.

Содержание растворенного вещества в растворе называют концентрацией. Одни из способов выражения концентрации растворов является массовая доля растворенного вещества (ω):

$$\omega(\text{раств. в} - \text{раств.}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%.$$

7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения (лат. complexus — сочетание, обхват) или координационные соединения (лат. со — «вместе» и ordinatio — «упорядочение») — частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому

комплексообразователем, нейтральных молекул или других ионов, называемых лигандами. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, в водном растворе полностью диссоциируют на комплексный малодиссоциирующий катион или анион. Например, комплексное соединение $K_4[Fe(CN)_6]$ состоит из иона внешней сферы K^+ ; иона внутренней сферы $[Fe(CN)_6]^{4-}$, который, в свою очередь, состоит из комплексообразователя Fe^{2+} и лигандов CN^- (от лат. *ligo* связываю).

Комплексное соединение — химическое вещество, в состав которого входят комплексные частицы. В настоящее время строгого определения понятия «комплексная частица» нет. Обычно используется следующее определение.

Комплексная частица — сложная частица, способная к самостоятельному существованию в кристалле или растворе, образованная из других, более простых частиц, также способных к самостояльному существованию. Иногда комплексными частицами называют сложные химические частицы, все или часть связей, в которых образованы по донорно-акцепторному механизму.

Комплексообразователь — центральный атом комплексной частицы. Обычно комплексообразователь — атом элемента, образующего металл, но это может быть и атом кислорода, азота, серы, йода и других элементов, образующих неметаллы. Комплексообразователь обычно положительно заряжен и в таком случае именуется в современной научной литературе металлоцентром; заряд комплексообразователя может быть также отрицательным или равным нулю.

Лиганды — атомы или изолированные группы атомов, располагающиеся вокруг комплексообразователя. Лигандами могут быть частицы, до образования комплексного соединения представлявшие собой молекулы (H_2O , CO , NH_3 и др.), анионы (OH^- , Cl^- , PO_4^{3-} и др.), а также катион водорода H^+ .

Внутренняя сфера комплексного соединения — центральный атом со связанными с ним лигандами, то есть, собственно, комплексная частица.

Внешняя сфера комплексного соединения — остальные частицы, связанные с комплексной частицей ионной или межмолекулярными связями, включая водородные.

Координационное число (К.Ч.) — число связей, образуемых центральным атомом с лигандами.

Типы комплексных соединений.

Существует несколько типов комплексных соединений, в основу которых положены различные принципы.

По заряду комплекса.

1) Катионные комплексы образованы в результате координации вокруг положительного иона нейтральных молекул (H_2O , NH_3 и др.).

$[Zn(NH_3)_4]Cl_2$ — хлорид тетраамминцинка (II); $[Co(NH_3)_6]Cl_2$ — хлорид гексаамминcobальта (II).

2) Анионные комплексы: в роли комплексообразователя выступает атом с положительной степенью окисления, а лигандами являются простые или сложные анионы.

$K_2[BeF_4]$ — тетрафторобериллат(II) калия; $Li[AlH_4]$ — тетрагидридоалюминат(III) лития; $K_3[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат(III) калия.

3) Нейтральные комплексы образуются при координации молекул вокруг нейтрального атома, а также при одновременной координации вокруг положительного иона — комплексообразователя отрицательных ионов и молекул.

$[Ni(CO)_4]$ — тетракарбонилникель; $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ — дихлородиамминплатина (II).

По числу мест, занимаемых лигандами в координационной сфере

1) Монодентатные лиганды. Такие лиганды бывают нейтральными (молекулы H_2O , NH_3 , CO , NO и др.) и заряженными (ионы CN^- , F^- , Cl^- , OH^- , SCN^- , и др.).

2) Бидентатные лиганды. Примерами служат лиганды: ион аминоуксусной кислоты $H_2N-CH_2-COO^-$, оксалатный ион $O-CO-CO-O^-$, карбонат-ион CO_3^{2-} , сульфат-ион SO_4^{2-} , тиосульфат-ион $S_2O_3^{2-}$.

3) Полидентатные лиганды. Например, комплексоны — органические лиганды, содержащие в своём составе несколько групп $-C\equiv N$ или $-COOH$ (этилендиаминтетрауксусная кислота — ЭДТА). Циклические комплексы, образуемые некоторыми полидентатными лигандами, относят к хелатным (гемоглобин и др.).

По природе лиганда.

1) Аммиакаты — соединения, в которых лигандами служат молекулы аммиака, например: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$ и др.

2) Аквакомплексы — в которых лигантом выступает вода: $[Co(H_2O)_6]Cl_2$, $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ и др.

3) Карбонилы — комплексные соединения, в которых лигандами являются молекулы оксида углерода(II): $[Fe(CO)_5]$, $[Ni(CO)_4]$.

4) Ацидокомплексы — комплексы, в которых лигандами являются кислотные остатки. К ним относятся комплексные соли: $K_2[PtCl_4]$, комплексные кислоты: $H_2[CoCl_4]$, $H_2[SiF_6]$.

5) Гидроксокомплексы — комплексные соединения, в которых в качестве лигандов выступают гидроксид-ионы: $Na_2[Zn(OH)_4]$, $Na_2[Sn(OH)_6]$ и др.

Номенклатура комплексных соединений.

1) В названии комплексного соединения первым указывают отрицательно заряженную часть — анион, затем положительную часть — катион.

2) Название комплексной части начинают с указания состава внутренней сферы. Во внутренней сфере прежде всего называют лиганды — анионы, прибавляя к их латинскому названию окончание «о». *Например:* Cl^- — хлоро, CN^- — циано, SCN^- — тиоцианато, NO_3^- — нитрато, SO_3^{2-} — сульфито, OH^- — гидроксо и т. д. При этом

пользуются терминами: для координированного аммиака — аммин, для воды — аква, для оксида углерода(II) — карбонил.

3) Число монодентатных лигандов указывают греческими числительными: 1 — моно (часто не приводится), 2 — ди, 3 — три, 4 — тетра, 5 — пента, 6 — гекса. Для полидентатных лигандов (например, этилендиамин, оксалат) используют бис-, трис-, тетракис- и т. д.

4) Затем называют комплексообразователь, используя корень его латинского названия и окончание -ат, после чего римскими цифрами указывают (в скобках) степень окисления комплексообразователя.

5) После обозначения состава внутренней сферы называют внешнюю сферу.

6) В названии нейтральных комплексных частиц комплексообразователь указывается в именительном падеже, а степень его не указывается, так как она однозначно определяется, исходя из электронейтральности комплекса. Примеры:

$K_3[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат(III) калия;

$(NH_4)_2[PtCl_4(OH)_2]$ — дигидроксотетрахлороплатинат (IV) аммония; $[Cr(H_2O)_3F_3]$ — трифтотортиаквахром;

$[Co(NH_3)_3Cl(NO_2)_2]$ — динитритохлоротриамминкобальт; $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$ — хлорид дихлоротетраамминплатины (IV); $[Li(H_2O)_4]NO_3$ — нитрат тетрааквалития.

7. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

7.1. Оксиды и их свойства.

Оксиды - это соединения двух элементов, один из которых кислород.

Общая формула оксидов: \mathcal{E}_mO_n (m- число атомов элемента, n- число атомов кислорода) Примеры оксидов: K_2O , CaO , SO_2 , P_2O_5 .

Классификация оксидов. Несолеобразующие оксиды.

Или индифферентные оксиды - это оксиды, которые не образуют солей при взаимодействии с кислотами и основаниями. Существуют четыре кислотных несолеобразующих оксидов: CO , SiO_2 , N_2O , NO и девять амфотерных: BeO , ZnO , PbO , SnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , PbO_2 , SnO_2

Солеобразующие оксиды. Это оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или основаниями. В зависимости от характера соответствующих гидратов оксидов все солеобразующие оксиды делятся на три типа: основные, кислотные, амфотерные.

Основные оксиды. Это оксиды, гидраты которых являются основаниями. Все основные оксиды являются оксидами металлов (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , CaO , SrO , BaO).

Кислотные оксиды. Это оксиды, гидраты которых являются кислотами. Большинство кислотных оксидов являются оксидами неметаллов. Так же кислотными оксидами являются оксиды металлов с высокой валентностью (SO_2 , CO_2 , NO_2 , P_2O_5).

Амфотерные оксиды. Это солеобразующие оксиды, проявляющие в зависимости от условий либо основные, либо кислотные свойства (проявляющие амфотерность) – (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO).

Растворимые оксиды (все кислотные, кроме SiO_2 , растворимы в воде; среди основных только оксиды щелочных металлов (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O) и щелочноземельных (CaO , SrO , BaO); амфотерные оксиды не растворяются в воде.

Нерастворимые оксиды: (CuO , FeO , SiO_2 , Al_2O_3).

Физические свойства оксидов.

Жидкие оксиды (SO_3 , Mn_2O_7). Твердые оксиды (K_2O , Al_2O_3 , P_2O_5).

Газообразные оксиды (CO_2 , NO_2 , SO_2).

Химические свойства основных оксидов.

Взаимодействуют:

с кислотами: Основной оксид + Кислота = Соль + $H_2OMgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O$;

с кислотными оксидами: Основной оксид + Кислотный оксид = Соль $3Na_2O + P_2O_5 = 2Na_3PO_4$;

с водой: Оксид + H_2O = Щелочь $K_2O + H_2O = 2KOH$

Химические свойства кислотных оксидов.

Взаимодействуют:

с основаниями:

Кислотный оксид + Основание = Соль + H_2O

$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$

с основными оксидами:

Основной оксид + Кислота = Соль + H_2O

$CaO + CO_2 = \downarrow CaCO_3$

с водой:

Кислотный оксид + H_2O = Кислота

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

7.2. Основания (гидроксиды) и их свойства

Основания – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомаметалла и одной или нескольких гидроксидных групп.

Классификация оснований.

По числу гидроксильных групп в молекуле:

однокислотные, молекулы которых содержат одну гидроксидную группу (KOH , $NaOH$, $LiOH$);

двухкислотные, молекулы которых содержат две гидроксидные группы ($Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$);

трехкислотные, молекулы которых содержат три гидроксидные группы $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$).

По растворимости в воде:

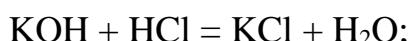
растворимые (LiOH , NH_4OH , NaOH , KOH); нерастворимые (Mg(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Cu(OH)_2)**Физические свойства.**

Все неорганические основания— твердые вещества (кроме гидроксида аммония). Основания имеют разный цвет: гидроксид калия—белого цвета, гидроксид меди—голубого, гидроксид железа—красно-бурового.

Химические свойства.

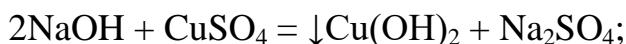
Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов. Фиолетовый лакмус в щелочной среде становится синим. Метиловый оранжевый – жёлтым, фенолфталеин – малиновым.

Взаимодействуют: с кислотами: Основание + Кислота = Соль + H_2O



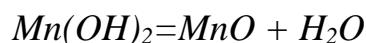
с кислотными оксидами: Щелочь + Кислотный оксид = Соль + H_2O Ca(OH)₂ + CO₂ = ↓CaCO₃ + H₂O;

с растворами: Раствор щелочи + Раствор соли = Новое основание + Новая соль;



с амфотерными металлами: Zn + 2NaOH = Na₂ZnO₂ + ↑H₂

Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются на основной оксид и воду:



7.3. Кислоты и их свойства

Кислоты – это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла.

Основность кислоты — это число атомов водорода, которые в молекуле кислоты могут замещаться атомами металла.

Номенклатура неорганических кислот и их солей представлена в таблице1.

Классификация кислот.По основности:

одноосновные: молекулы которых содержат один атом водорода (HNO₃, HCl, HBr);

двухосновные: молекулы которых содержат два атома водорода (H₂SO₄, H₂SiO₃, H₂CO₃);

трехосновные: молекулы которых содержат три атома водорода (H₃PO₄, H₃AsO₄); четырехосновные, молекулы которых содержат четыре атома водорода(H₄P₂O₆).

По содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты:

бескислородные, молекулы которых не содержат атомов кислорода (HCl, HBr, HI, H₂S);

кислородосодержащие, молекулы которых содержат атомы кислорода(H₂SO₄, H₃PO₄, HNO₃).

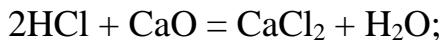
Химические свойства.

Кислоты изменяют цвет индикатора. Фиолетовый лакмус в кислой среде становится красным. Метиловый оранжевый – розовым (красным). Фенолфталеин остаётся прозрачным.

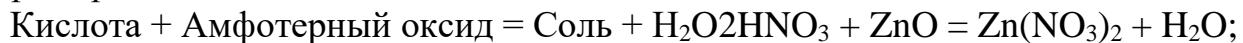
Кислоты взаимодействуют с основаниями:



с основными оксидами:



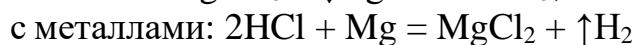
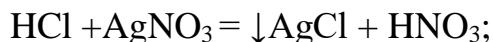
с амфотерными оксидами:



с амфотерными гидроксидами:



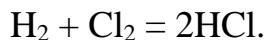
с солями: Кислота + Соль = Соль + Кислота



Получение кислот.

Бескислородные кислоты получают путем синтеза водородных соединений неметаллов из простых веществ и последующего растворения полученных продуктов в воде:

Неметалл + H₂ = Водородное соединение неметалла



Кислородсодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой.

Кислотный оксид + H₂O = Кислородсодержащая кислота



Большинство кислот можно получить взаимодействием солей с кислотами.

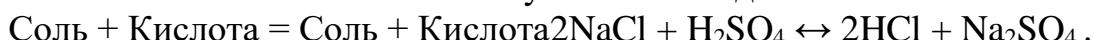


Таблица 1

Номенклатура неорганических кислот и их солей

Название кислоты	Химическая формула кислоты	Название солей	Качественные реакции на анионы
соляная (хлороводородная)	HCl	хлориды	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \downarrow \text{AgCl}$ белый творожистый осадок
Фтороводородная	HF	фториды	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{F}^- = \downarrow \text{BaF}_2$ белый осадок
бромоводородная	HBr	бромиды	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \downarrow \text{AgBr}$ желтоватый осадок
йодоводородная	HI	иодиды	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \downarrow \text{AgI}$ жёлтый осадок

сероводородная	H_2S	сульфиды	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \Rightarrow \downarrow \text{Ag}_2\text{S}$ чёрный осадок
Азотная	HNO_3	нитраты	$\text{NO}_3^- + \text{дифениламин} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ =синее окрашивание
азотистая	HNO_2	нитриты	$2\text{H}^+(\text{конц.}) + \text{NO}_2^- = \text{NO} \uparrow + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ выделение газа красно-бурого цвета
Серная	H_2SO_4	сульфаты	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \Rightarrow \downarrow \text{BaSO}_4$ белый осадок
сернистая	H_2SO_3	сульфиты	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} \Rightarrow \downarrow \text{BaSO}_3$ белый осадок
угольная	H_2CO_3	карбонаты	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \Rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ выделение углекислого газа

Продолжение таблицы 1

Название кислоты	Химическая формула кислоты	Название солей	Качественные реакции на анионы
кремниевая	H_2SiO_3	силикаты	$2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \downarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$ студенистый осадок
хромовая	H_2CrO_4	хроматы	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \downarrow \text{BaCrO}_4$ жёлтый осадок
уксусная	CH_3COOH	ацетаты	$\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- = \text{CH}_3\text{COOH}$ запах уксусной кислоты
фосфорная	H_3PO_4	фосфаты	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \downarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$ жёлтый осадок
щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	оксалаты	$\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \downarrow \text{CaC}_2\text{O}_4$ белый мелкокристаллический осадок
марганцевая	HMnO_4	перманганаты	$5(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 10\text{CO}_2 \uparrow + 5(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ обесцвечивание раствора
Борная	H_3BO_3	бораты	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{B}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ пирохимическая реакция протекает в присутствии H_2SO_4 (конц.) наблюдаем пламя с зелёной каймой
хлорноватистая	HClO	гипохлориты	
хлористая	HClO_2	хлориты	
хлорноватая	HClO_3	хлораты	
хлорная	HClO_4	перхлораты	

7.4. Соли и их свойства

Соли – это продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или это продукты замещения гидроксидных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

Классификация солей.

Средние соли. Это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами неметалла, или продукты полного замещения гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками (NaCl , Li_2SO_4 , K_3PO_4).

Кислые соли. Это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла (LiHSO_4 , KH_2PO_4 , NaHCrO_4).

Основные соли. Это продукты неполного замещения гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками (ZnOCl , $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$).

Комплексные соли. Это сложные вещества, в состав которых входят комплексный катион и анион, либо катион и комплексный анион ($\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$).

Физические свойства.

Большинство солей — твердые вещества белого цвета. Некоторые соли имеют окраску. Например, дихромат калия - оранжевого, сульфат никеля -зеленого.

По растворимости в воде соли делятся на растворимые в воде, малорастворимые в воде и нерастворимые.

Химические свойства.

Растворимые соли в водных растворах диссоциируют на ионы:

Средние соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:

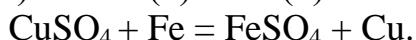
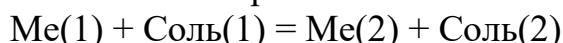


Кислые соли диссоциируют на катионы металла и сложные анионы $\text{KHSO}_3 = \text{K}^+ + \text{HSO}_3^-$.

Основные соли диссоциируют на сложные катионы и анионы кислотных остатков



Соли взаимодействуют с металлами с образованием новой соли и новогометалла:



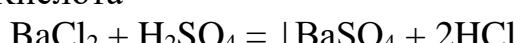
Растворы солей взаимодействуют с щелочами:

Раствор соли + Растворщелочи = Новая соль + Новое основание



Соли взаимодействуют с кислотами:

Соль + Кислота = Соль + Кислота

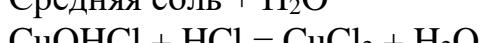


Соли могут взаимодействовать между собой:



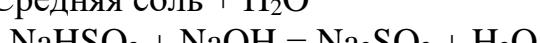
Основные соли взаимодействуют с кислотами:

Основная соль + Кислота = Средняя соль + H_2O

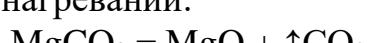


Кислые соли взаимодействуют с щелочами:

Кислая соль + Щелочь = Средняя соль + H_2O



Многие соли разлагаются при нагревании:



8.

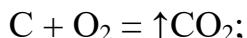
ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

9.1. Классификация химических реакций

Химическая реакция – это превращение одного или нескольких исходных веществ (реагентов) в другие вещества, при которых ядра атомов не меняются, при этом происходит перераспределение электронов и ядер, и образуются новые химические вещества.

1. Классификация реакций по изменению количества исходных веществ и продуктов реакции:

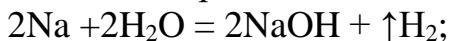
реакции присоединения - из нескольких веществ образуется новое вещество:



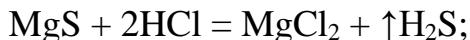
реакции разложения - из одного вещества образуется несколько других:



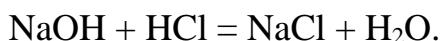
реакции замещения - в результате реагирования простого и сложного вещества образуются новые сложные и простые вещества:



реакции обмена - реагенты обмениваются составными частями:

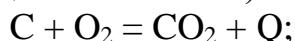


реакции нейтрализации (являются частным случаем реакций обмена) - исходными веществами реакции выступают кислота и основание, а продуктами - вода и соль:

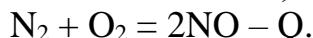


2. Классификация реакций по выделению/поглощению энергии

экзотермические реакции (с выделением тепла):



эндотермические реакции (с поглощением тепла):



3. Классификация реакций по наличию катализатора.

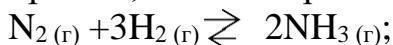
Катализаторами называют вещества, которые не принимают непосредственного участия в самой реакции, но изменяют скорость ее протекания: **катализитические реакции**:



некатализитические реакции (протекают без участия катализатора).

4. Классификация реакций по признаку обратимости реакции

обратимые реакции - могут самопроизвольно протекать при данных условиях, как в прямом, так и в обратном направлении:



необратимые реакции - протекают только в одном направлении с практическим полным превращением исходных веществ в продукты реакции (один из продуктов является газообразным или слабодиссоциирующим веществом):

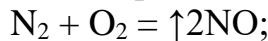


5. Классификация реакций по типу частиц: молекулярные – в реакциях участвуют молекулы веществ;

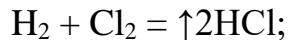
ионные – в реакциях участвуют ионы;

радикальные – в реакциях участвуют радикалы (атомы или группы связанных между собой атомов, характеризующиеся наличием неспаренных электронов).

6. Классификация реакций по типу энергетического воздействия:
термохимические реакции - протекают при повышенной температуре:



фотохимические реакции - протекают под воздействием света:

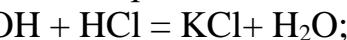


электрохимические реакции - протекают под воздействием электрического тока:

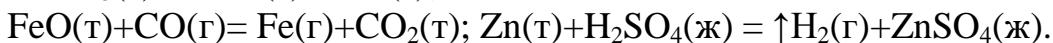


7. Классификация реакций по агрегатному состоянию среды

гомогенные реакции - протекают в однородной среде, например, в газообразной или жидкой среде:



гетерогенные реакции - протекают на границе раздела двух веществ, находящихся в разных фазах (твердой-газообразной; жидкой-газообразной, твердой-жидкой; жидкой-жидкой; твердой-твердой):

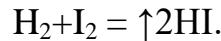


Гомогенные и гетерогенные реакции, в свою очередь, подразделяются на **простые** (в системе протекает только одна реакция, как правило, необратимая) и **сложные** (в системе протекает одновременно несколько простых реакций).

Виды простых химических реакций:

мономолекулярные реакции: в таких реакциях участвует только один вид молекул исходного вещества: $I_2 \xrightarrow{\quad} 2I^-$

бимолекулярные реакции: состоят из одной стадии, в каждом акте участвуют две частицы:



Виды сложных химических реакций:

параллельные реакции: исходные вещества взаимодействуют одновременно в нескольких различных направлениях;

последовательные реакции: исходные вещества претерпевают изменения, проходя несколько последовательных стадий, образуя промежуточные продукты реакции;

сопряженные реакции: две реакции протекают в одной среде, при этом течение одной реакции зависит от другой, или течение обеих реакций влияют друг на друга.

9.2. Скорость химических реакций. Обратимость химических реакций

Химические реакции протекают с разными скоростями. В водных растворах химические реакции протекают практически мгновенно.

Если химические реакции происходят в однородной среде, *например* и растворе или в газовой фазе, то взаимодействие реагирующих веществ происходит во всем объеме. Такие реакции называют гомогенными.

Скорость химической реакции — изменение количества одного из реагирующих веществ за единицу времени в единице реакционногопространства.

Скорость химической реакции определяется в соответствии с **законом действующих масс**: скорость элементарной химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагентов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Например, для реакции:

$aA + bB = cC + dD$ закон действующих масс может быть записан:

$$V = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

где: V — скорость химической реакции, k — константа скорости химической реакции; C_A^a — концентрация вещества А; C_B^b — концентрация вещества В.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

Скорость химической реакции определяется следующими основными факторами:

1. природой реагирующих веществ;
2. концентрацией реагирующих веществ (закон действующих масс);
3. температурой;
4. наличием катализаторов;
5. давлением (реакции с участием газов);
6. степенью измельчения (реакции, протекающие с участием твердых веществ);
7. видом излучения (видимое, ультрафиолетовое, инфракрасное, рентгеновское).

Некоторые химические реакции могут быть обратны-это означает, что в реакционной смеси протекает как взаимодействие реагентов, так и взаимодействие продуктов. В этом смысле различие между реагентами и продуктами условное. Направление протекания химической реакции определяется условиями ее проведения (температурой, давлением, концентрацией веществ).

Многие реакции имеют одно преимущественное направление и для проведения таких реакций в противоположном направлении требуются экстремальные условия. В подобных реакциях происходит почти полное превращение реагентов в продукты.

Самостоятельная работа:

Зависимость скорости химической реакции от различных факторов

1. Скорость химической реакции — это
1) скорость движения молекул или ионов реагирующих веществ
2) интервал времени, за которое заканчивается химическая реакция
3) масса вещества, вступившего в химическую реакцию за единицу времени
4) изменение количества вещества за единицу времени в единице объёма вследствие его превращения
2. Не влияет на скорость химической реакции в растворе
1) концентрация веществ
2) природа реагирующих веществ
3) атмосферное давление
4) температура

3. Наибольшая скорость при комнатной температуре наблюдается в реакции

- 1) железа с соляной кислотой
- 2) кальция с водой
- 3) раствора хлорида алюминия с раствором гидроксида натрия
- 4) оксида азота (II) с кислородом

4. Скорость реакции простых веществ с хлороводородной кислотой увеличивается в ряду

- 1) Na, Ca, Zn, Сг, Си
- 2) Mg, Na, Ni, Zn, Си
- 3) Na, Ba, Fe, Си, Zn
- 4) С.u, Fe, Zn, Ca, Na

5. Медленнее других реагирует с серной кислотой 1) Zn

- 2) Mg
- 3) Fe
- 4) Pb

6. Наибольшая скорость реакции железа с кислотой

- 1) соляной
- 2) фосфорной
- 3) муравьиной
- 4) уксусной

7. Скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ увеличится, если

- 1) увеличить концентрацию оксида азота (IV)
- 2) понизить температуру
- 3) увеличить концентрацию кислорода
- 4) уменьшить давление

8. Катализитической является реакция, уравнение которой

- 1) $\text{N}_{\cdot\cdot} + \text{O}_{\text{д}} \rightarrow 2\text{NO}$
- 2) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_{\cdot\cdot} \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_{\cdot\cdot}\text{O}$
- 3) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_{\cdot\cdot} \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_{\cdot\cdot}\text{O}$
- 4) $2\text{NO} + \text{O}_{\cdot\cdot} \rightarrow 2\text{NO}_2$

9. Для уменьшения скорости химической реакции

$\text{Zn}(\text{тв.}) + 2\text{HCl}(\text{г.}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{тв.}) + \text{H}_2(\text{г.}) + 231 \text{ КДж}$ необходимо

- 1) увеличить концентрацию водорода
- 2) увеличить массу цинка
- 3) уменьшить температуру
- 4) увеличить концентрацию хлороводорода

10. Выберите верное утверждение.

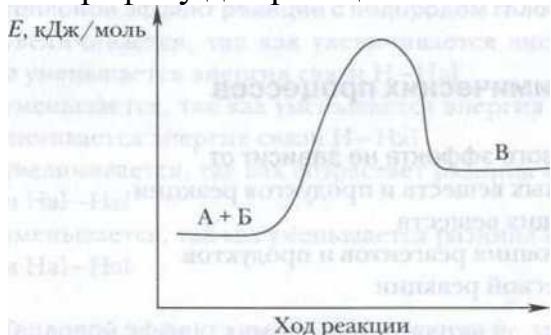
- 1) катализаторы не принимают участия в реакции и не расходуются в ней
- 2) катализаторы не расходуются в реакции и принимают в ней участие
- 3) катализаторы принимают участие в реакции и расходуются в ней
- 5) катализаторы расходуются в реакции и не принимают в ней участия

11.. Для увеличения выхода сложного эфира в химическом процессе $\text{CH}_3\text{OH} + \text{HCOOH} \rightarrow \text{HCOOCH}_3 + \text{H}_2\text{O} - Q$

необходимо

- 1) добавить воды
- 2) уменьшить концентрацию муравьиной кислоты
- 3) увеличить концентрацию эфира
- 4) увеличить температуру

12.. По графику для реакции $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{V}$



определите, что равновесие в реакции $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{V}$ при понижении температуры смещается

- 1) вправо, так как реакция эндотермическая
- 2) влево, так как реакция экзотермическая
- 3) вправо, так как реакция экзотермическая
- 4) влево, так как реакция эндотермическая

13.. Химическое равновесие при изменении давления не смещается в системе

- 1) $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{г})$
- 2) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO(g)}$
- 3) $2\text{CO(g)} + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{г})$
- 4) $\text{C} + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г})$

14.. Химическое равновесие при повышении давления смещается в сторону

- 1) эндотермической реакции
- 2) экзотермической реакции
- 3) уменьшения объёма реакционной смеси

15. Введение катализатора в систему, находящуюся в состоянии динамического равновесия,

- 1) увеличит скорость только прямой реакции
- 2) увеличит скорость только обратной реакции
- 3) увеличит скорость как прямой, так и обратной реакции
- 4) не оказывает влияния на скорость ни прямой, ни обратной реакции

Теплота химических процессов

16.. Величина теплового эффекта не зависит от

- 1) природы исходных веществ и продуктов реакции
- 2) массы реагирующих веществ
- 3) агрегатного состояния реагентов и продуктов
- 4) скорости химической реакции

17. Сколько теплоты (кДж) выделяется при сгорании 2 л (н. у.) бутана, если тепловой эффект реакции горения бутана составляет 2878,6 кДж/моль?

- 1) 128,5
- 2) 257
- 3) 514
- 4) 1028

18. При растворении в воде нитрата калия температура водного раствора

- 1) понижается, потому что энергия разрушения кристаллической решётки превышает теплоту гидратации
- 2) повышается, потому что энергия разрушения кристаллической решётки превышает теплоту гидратации
- 3) понижается, потому что энергия разрушения кристаллической решётки меньше теплоты гидратации
- 4) повышается, потому что энергия разрушения кристаллической решётки меньше теплоты гидратации

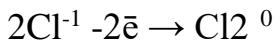
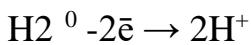
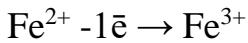
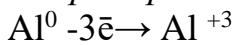
9.3. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно- восстановительными.

9.3.1. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций:

Окислением называется процесс **отдачи** атомом, молекулой или ионом **электронов**.

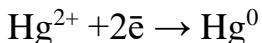
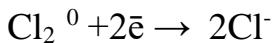
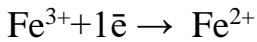
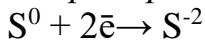
Например:



При окислении степень окисления **повышается**.

Восстановлением называется процесс **присоединения** **электронов** атомом, молекулой или ионом.

Например:



При восстановлении степень окисления **понижается**.

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются **восстановителями**. Во время реакции они **окисляются**.

Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются **окислителями**. Во время реакции они **восстанавливаются**. Так как атомы,

молекулы и ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества соответственно называют окислителями и восстановителями.

Окисление всегда сопровождается **восстановлением**, и наоборот, **восстановление** всегда связано с **окислением**, это можно выразить уравнениями:

Восстановитель - e^- = Окислитель Окислитель + e^- = Восстановитель

Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

9.3.2. Важнейшие окислители и восстановители

В периодах с повышением порядкового номера элементов восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные возрастают. Например, в третьем периоде натрий - самый активный восстановитель, а хлор - самый активный окислитель. У элементов главных подгрупп с повышением порядкового номера усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные. Наиболее сильные восстановители - щелочные металлы. Лучшие окислители - галогены.

Вещества, содержащие атомы элементов в максимальной степени окисления могут быть только окислителями, в минимальной - только восстановителями. Вещества же, содержащие элементы в промежуточной степени окисления могут проявлять как окислительные свойства (при

взаимодействии с более активными, чем они, восстановителями), так и восстановительные (при взаимодействии с более сильными окислителями).

Важнейшие восстановители: атомы металлов, водород, углерод, CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , HI , HBr , HCl , FeSO_4 , MnSO_4 , NH_3 , H_3PO_3 и т.д.

Важнейшие окислители: галогены, KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, O_2 , F_2 , H_2O_2 , HNO_3 , H_2SO_4 (конц), Cl_2 , K_2CrO_4 , PbO_2 и т.д.

Окислители-восстановители: HNO_2 , SO_2 , Na_2SO_3 , NO .

9.3.3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют метод электронного баланса.

В основе метода лежат следующие правила:

1. Число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковым.
2. Сумма зарядов исходных веществ должна быть равна сумме зарядов продуктов реакции.
3. Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединенных окислителем.

Для составления уравнений необходимо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции.

Алгоритм составления электронного баланса для окислительно-восстановительных реакций.

1. Определяют и записывают величины и знаки окислительных чисел (степень окисления) для тех элементов, которые изменяют их в процессе реакции:



2. Выявляют окислитель и восстановитель и составляют уравнения электронного баланса реакции:

полуреакции	количество принятых или отобранных	наименьшее общее кратное	дополнительные множители	
$\text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$	5		2	процесс восстановления
$2\text{I}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{I}^0$	2	10	5	- процесс окисления (процесс отдачи электронов), I- восстановитель

Найденные дополнительные множители (в данном случае "2" и "5") ставят в качестве коэффициентов перед формулами восстановителя и окислителя в левой части уравнения и перед формулами соответствующих соединений в правой части уравнения:



3. Для других соединений, принимающих участие в реакции, коэффициенты выставляются сопоставлением чисел атомов и ионов в левой и правой частях схемы.



Правильное написание уравнений реакций является выражением содержания массы веществ. Поэтому число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковым. Должны сохраняться и заряды.

Окислительно-восстановительные реакции широко распространены в природе и являются основой жизнедеятельности живых организмов, поскольку с ними связан обмен веществ, процессы дыхания, брожения, гниения, фотосинтез в зеленых растениях. Широкое применение окислительно- восстановительные реакции получили в технике, например, в процессах коррозии металлов, горения различных видов топлива, металлургических, электролитических и других процессах. Наиболее эффективно окислительно- восстановительные реакции используются в электролизе.

Самостоятельная работа:

1. Вещество с наиболее выраженными окислительными свойствами

- 1) HNO_3 ,
- 2) N_2O_3
- 3) NO
- 4) NaNO_2

2. Соединение, в котором марганец имеет степень окисления +7,

- 5) KMnO_4 ,
- 6) MnO_2
- 7) K_2MnO_4
- 8) MnSO_4

3. Верны ли следующие суждения о меди?

- А. Медь проявляет степени окисления +2, +1.
- Б. Медь не вытесняет водород из растворов кислот.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

4. И окислительные, и восстановительные свойства проявляет фосфор в соединении

- 5) PH_4
- 6) P_2O_3
- 7) NaH_2PO_4
- 8) H_3PO_4

5. Хлор реагирует с холодным раствором щёлочи с образованием

- 1) $\text{KCl} + \text{KCIO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{KCl} + \text{KCIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{KCl} + \text{KCIO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{KCl} + \text{KCIO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

6. В какой из представленных ниже реакций наиболее вероятно образование NO_2 ?

- 1) Си + HNO_3 (разб.) —
- 2) Си + HNO_3 (конц.) —»
- 3) Mg + HNO_3 (разб.) —
- 4) Mg + HNO_3 (оч. разб.) —

7. Какая из реакций приведёт к образованию соли двухвалентного железа?

- 5) Fe + HNO_3 (конц.) —
- 6) Fe + HNO_3 (разб.) —
- 7) Fe + H_2SO_4 (конц.) -

4) Fe + HCl (разб.) —

8. Медные стружки растворяются в растворе

- 5) NaNO_3
- 6) FeCl_3
- 7) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- 8) NH_4NO_3

9. Протекание реакции диспропорционирования сопровождается увеличением и уменьшением степени окисления одного и того же элемента. К данному типу реакций нельзя отнести реакцию

- 5) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HN}_2$
- 6) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeOHCl}_2 + \text{HCl}$
- 7) $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$
- 8) $\text{S} + 6\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

10. Формула частицы, способной быть и окислителем и восстановителем,

- 1) H_2
- 2) S^{2-}
- 3) Pb^{2+}
- 4) SO_4^{2-}

11. Сильными восстановителями, способными участвовать в реакции «серебряного зеркала», является каждое из двух веществ:

- 6) глюкоза и формальдегид
- 7) глюкоза и глицерин
- 8) сахароза и глицерин
- 9) сахароза и формальдегид

12. С концентрированной серной кислотой при комнатной температуре реагирует

- 1) сахароза
- 2) бензол
- 3) хром
- 4) алюминий

13. Формула продукта полного восстановления азотной кислоты

- 5) NO_2
- 6) NH_3
- 7) NO
- 8) N_2

14. Пероксид водорода проявляет окислительные свойства в случае

- 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 2) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 3) $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- .4) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

15. При действии окислителя

- 5) нейтральные атомы превращаются в положительно заряженные ионы
- 6) положительный заряд иона уменьшается
- 7) отрицательный заряд иона увеличивается
- 8) степень окисления атома уменьшается

16. Водород при нагревании способен окислить

- 1) хлор
- 2) азот
- 3) ртуть
- 4)натрий

17. Сумма коэффициентов в уравнении реакции равна
 H_2SO_4 (конц.) + Си --- $\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- 1) 7
- 2) 8
- 3) 9
- 4) 10

18. С изменением степеней окисления протекает реакция

- 1) железа с раствором сульфата меди
- 2) кристаллического хлорида натрия с концентрированной серной кислотой
- 3) оксида кальция с оксидом углерода(VI)
- 4) нитрата бария с концентрированной серной кислотой

19. Разложение бертолетовой соли KClO_3 — окислительно-восстановительная реакция

- 5) внутримолекулярная
- 6) межмолекулярная
- 7) диспропорционирования
- 8) конпропорционирования

20. Сильная кислота, обладающая восстановительными свойствами,

- 1) иодоводородная
- 2) хлорная
- 3) хлорноватистая
- 4) Азотная

Электролиз

21. Электролиз — это

- 4) окислительно-восстановительный процесс, протекающий в растворах и расплавах электролитов при пропускании электрического тока
- 5) окислительно-восстановительная реакция, проходящая при смешивании растворов электролитов
- 6) разложение электролитов под действием воды
- 7) распад электролитов на ионы

22. Во время электролиза водного раствора хлорида натрия среда у катода становится

- 1) слабощелочной
- 2) кислой
- 3) сильнощелочной
- 4) нейтральной

23. На аноде ионы

- 1) окисляются
- 2) восстанавливаются
- 3) диссоциируют
- 4) ассоциируются в молекулы

24. При полном электролизе раствора нитрата серебра с медными электродами образуется

- 1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3) HNO_3
- 4) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{NO}_3]$

25. Соль, электролиз раствора которой приводит к окислению аниона,

- 1) NaNO_3
- 2) HCOONa
- 3) Na_2SO_4
- 4) Na_2CO_3

26. Массовая доля растворённого вещества при электролизе водного раствора нитрата калия

- 1) увеличивается
- 2) уменьшается
- 3) не изменяется
- 4) сначала уменьшается, а затем увеличивается

27. При электролизе водного раствора Na_2SO_4 на катоде образуется

- 1) водород
- 2) кислород
- 3) серная кислота
- 4) оксид серы (IV)

28. Формула соли, при электролизе водного раствора которой на катоде одновременно будут восстанавливаться катионы металла и водорода.

- 1) HgSO_4
- 2) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- 3) MgCl_2
- 4) CuCl_2

29. Не изменяется масса соли при электролизе водного раствора

- 1) хлорида калия
- 2) бромида магния
- 3) нитрата железа (II)
- 4) нитрата лития

30. С помощью электролиза можно проводить очистку металлов. При электролитической очистке меди электролизу подвергают раствор сульфата меди. При этом используют анод, изготовленный из

- 1) меди
- 2) никеля
- 3) графита
- 4) платины

31. Установите соответствие между формулой соединения и значением степени окисления хлора в нём.

Формула соединения

CaCl_2O
KClO_3
HClO_4
FeCl_3

Степень окисления хлор

-1
+7
+3
+5
-1+1

32. Установите соответствие между символом химического элемента и значением его возможных степеней окисления.

Символ химического элемента Степени окисления

- | | |
|-------|--------------------------|
| a) S | 1) -1, 0, +1, +3, +5, +7 |
| b) Cl | 2) 0, +2, +3, +6 |
| c) Mn | 3) -2, -1, 0, +2 |
| d) Cr | 4) 0, +2, +4, +6, +7 |
| 5) | -2, 0, +4, +6 |

33. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом-восстановителем.

Схема окислительно-восстановительной реакции

Вещество и восстановитель

- | | |
|---|----------------------------|
| A) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 1) NH_3 , |
| B) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | 2) O_2 |
| B) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$ | 3) H_2SO_3 |
| 4) N_2 | |
| Г) $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ | |
| 5) HNO_3 | |
| 6) Cu | |

34. Установите соответствие между средой и продуктом восстановления перманганата калия.

- | | |
|-------------------|-------------------------------|
| <i>Среда</i> | <i>Продукт восстановления</i> |
| A) кислая | 1) MnO_4^{2-} |
| B) нейтральная | 2) MnO_2 |
| B) слабощелочная | 3) Mn^{4+} |
| Г) сильнощелочная | 4) Mn^{2+} |
| 5) Mn | |

35. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, выделяющимся на аноде (анодным продуктом).

- | | |
|-----------------------------|------------------------|
| <i>Формула соли</i> | <i>Анодный продукт</i> |
| A) HCOONa | 1) CO , |
| B) Na_2CO_3 | 2) SO_2 , |
| C) K_2S | 3) O_2 |
| Г) BaI_2 | 4) S |
| 5) I_2 | |

36. В водном растворе протекают реакции:

- 1) $\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- 2) $\text{Cu} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
- 3) $\text{Cu} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$
- 4) $\text{HCl} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$
- 5) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
- 6) $\text{Fe} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

37. Оксид меди восстанавливается до меди:

- 1) этиловым спиртом

- 2) аммиаком
- 3) водородом
- 4) ртутью
- 5) серебром
- 6) фенолом

38. Кислород выделяется при электролизе водных растворов:

- 4) хлорида кальция
- 5) сульфата меди
- 6) бромида железа(II)
- 7) ацетата натрия
- 8) гидроксида стронция
- 9) нитрата натрия

39. В результате погружения медной пластинки в раствор нитрата серебра её масса увеличилась на 0,304 г. Чему равна масса серебра (г), отложившегося на пластинке?

Ответ: _____. (Запишите число с точностью до сотых.)

40. Сколько алюминия (кг) можно получить при электролизе 1 ц оксида алюминия, содержащего 10% примесей?

10. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ (ТЭД)

Дистиллированная вода, твердые соли и щелочи, безводные кислоты не проводят электрического тока. Водные растворы всех солей, кислот и оснований, а также расплавленные соли и основания проводят электрический ток.

Вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии, называются электролитами.

Электролитами являются соединения с ионной или ковалентной полярной связью - соли, кислоты, основания.

Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии непроводят электрического тока, называются неэлектролитами.

Неэлектролитами являются вещества с ковалентными неполярными или малополярными связями, к ним относятся многие органические вещества (этиловый спирт, глицерин, сахар и другие).

Распад электролита на ионы при растворении в воде или расплавлении называют электролитической диссоциацией.

Для объяснения поведения электролитов шведским ученым Сванте Аррениусом в 1887 году была разработана теория электролитической диссоциации. В процессе совершенствования этой теории большое значение имели труды русских ученых, особенно И.А. Каблукова.

Основные положения теории электролитической диссоциации.

1. Электролиты при растворении в воде диссоциируют (распадаются) на положительно заряженные и отрицательно заряженные ионы. Так, например, хлорид натрия NaCl образует в водном растворе положительно заряженный ион натрия Na^+ и отрицательно заряженный ион хлора Cl^- .



Заряды ионов обозначают справа арабскими цифрами, а затем указывают его знак.

Например: Na^+ , Cl^{1-} , Ca^{2+} , SO_4^{2-} .

2. Количество положительных и отрицательных ионов в растворе может быть различным, на суммарный заряд всех положительных ионов всегда равен суммарному заряду отрицательных ионов. Поэтому весь раствор в целом остается электрически нейтральным.

3. При пропускании через раствор электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы направляются к отрицательно заряженному электроду - катоду, поэтому они называются катионами; отрицательно заряженные ионы к положительно заряженному электроду - аноду, поэтому они называются анионами.

4. Достигнув электродов, катионы и анионы превращаются в электронейтральные атомы или группы атомов. При этом катионы получают электроны от катода, а анионы отдают их аноду.

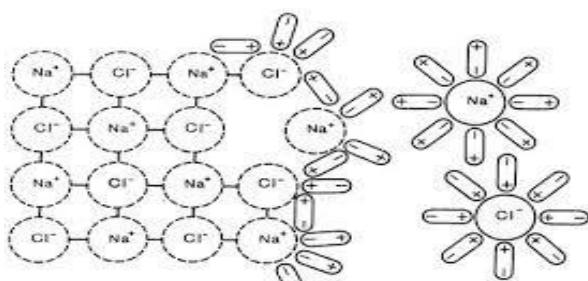
5. Процесс диссоциации (распада) - процесс обратимый. Параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциацией) идет процесс соединения ионов в молекулы (ассоциация).

Механизм диссоциации.

Известный русский химик Каблуков И.А. показал, что основной причиной диссоциации электролита на ионы является его взаимодействие с полярными молекулами воды.

Рассмотрим процесс диссоциации щелочей и солей. При растворении соли или щелочи в воде полярные молекулы воды своими противоположно заряженными концами ориентируются вокруг ионов, т.е. притягиваются отрицательными концами к положительно заряженным ионам. Силы взаимного притяжения возникают между ионами и диполями воды. В результате этого притяжение между противоположными ионами в электролите ослабевает и электролит распадается на ионы. Перешедшие в раствор ионы, связанные с молекулами воды, называются гидратированными ионами.

Механизм растворения хлорида натрия в воде



а

б

а - механизм отрыва отдельных ионов;

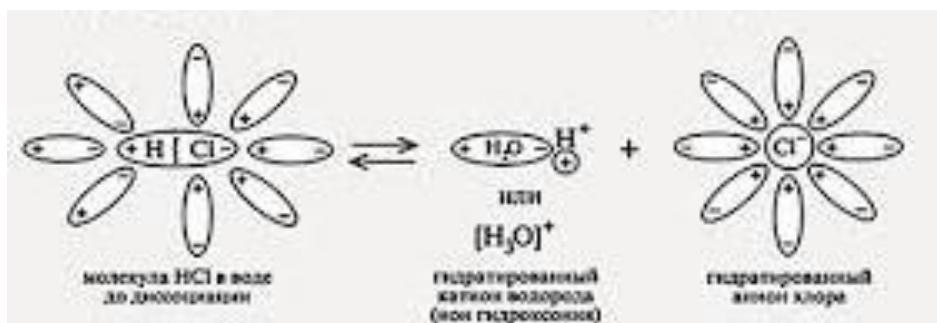
б - гидратированные ионы натрия и хлора.

Гидратированные ионы по своим свойствам отличаются от не гидратированных.

Например, гидратированный ион меди голубого цвета, негидратированный - белого.

Полярные молекулы с ковалентной связью также подвергаются диссоциации.

Например, диссоциация молекул HCl проходит под воздействием диполей воды, общая пара электронов переходит к атому хлора. В результате ковалентная связь превращается в ионную и молекула HCl распадается на два гидратированных иона:



Степень электролитической диссоциации.

Диссоциация - процесс обратимый, поэтому не все вещество распадается на ионы. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул, выраженное в процентах, называется степенью диссоциации и обозначается α ("альфа")

$$\alpha = \frac{n_1}{n} \cdot 100\% , \text{ где:}$$

α - степень диссоциации; n - общее число растворенных молекул электролита; n_1 - число молекул, распавшихся на ионы.

В зависимости от степени диссоциации различают три группы электролитов.

1. Сильные электролиты имеют степень диссоциации от 30% и больше. К сильным электролитам относятся соли, многие минеральные кислоты *например*: H₂SO₄, HNO₃, HCl, HJ, HBr, HClO₄, и т.д., основания щелочных и щелочноземельных металлов NaOH, KOH, Ba(OH)₂ и т.д.

2. Электролиты средней силы имеют степень диссоциации от 2% до 30%.

например: H₃PO₄, HNO₂, HF и т.д.

3. Слабые электролиты имеют степень диссоциации до 2%, к ним относятся почти все органические кислоты, большинство минеральных кислот, *например*: H₂SO₃, H₂S, H₂CO₃, HClO, H₂SiO₃, вода, основания, *например*: NH₄OH, также основания, не являющиеся производными щелочных и щелочноземельных металлов и т.д.

Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации.

1. Природа электролита (свойства электролитов).

2. Природа растворителя, т.е. диэлектрическая постоянная растворителя. Диэлектрическая постоянная - это величина, показывающая, во сколько раз взаимодействие между двумя
3. зарядами в данной среде меньше,
4. чем в без воздушном пространстве. Чем больше диэлектрическая постоянная, тем больше степень диссоциации электролита в нем.
5. Концентрация (разбавление раствора). Чем больше концентрация, тем меньше степень диссоциации, и чем меньше концентрация (больше разбавление), тем больше степень диссоциации.
6. Добавление к раствору первого электролита второго электролита с одноименным ионом. Прибавление к раствору электролита 1 электролита 2 с одноименным ионом уменьшает степень диссоциации электролита 1.

7. Температура. С повышением температуры степень диссоциации увеличивается.
Константа электролитической диссоциации.

Диссоциация молекул слабых электролитов представляет собой обратимый процесс, приводящий к состоянию химического равновесия. *Например,:*



Применив к указанному равновесию закон действующих масс, получим:

$$K_{dis} = [A^+] \cdot [B^-] / [AB]$$

Величина K_{dis} называется *константой диссоциации* электролита.

Отношение произведения концентрации ионов к концентрации недиссоциированных молекул слабого электролита называется константой электролитической диссоциации.

Чем больше K_{dis} , тем меньше недиссоциированных молекул в растворе, т.е. тем сильнее электролит; чем меньше K_{dis} , тем больше недиссоциированных молекул и тем электролит слабее.

Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.

Кислота - это электролит, который в водных растворах диссоциирует с образованием катионов водорода (H^+) и анионов кислотных остатков.

Например:

а) диссоциация соляной кислоты (HCl)

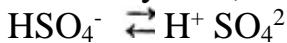


б) диссоциация серной кислоты (H_2SO_4). Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

1- ая ступень,



2 - ая ступень,



- полная диссоциация.

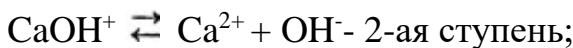
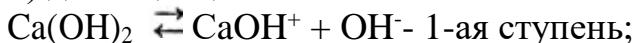
Основание - это электролит, который в водных растворах диссоциирует с образованием только одного вида анионов - гидроксид-ионов (OH^-).

Например:

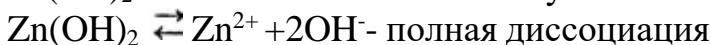
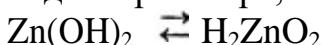
а) диссоциация гидроксида натрия (NaOH):



б) диссоциация многокислотных оснований:



Амфотерные основания ($\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и др.) диссоциируют в водном растворе, как по типу кислот, так и по типу оснований. *По типу оснований:*



По типу кислот:



Вещества, которые при диссоциации образуют как ионы водорода, так и гидроксид-ионы, называются амфотерными соединениями.

Соли - это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов (а также катион аммония NH^+) и анионы кислотных остатков.

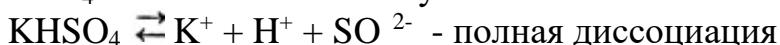
Например: диссоциация хлорида натрия (NaCl)



Кислые соли - это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и водорода и анионы кислотных остатков.

Например:

диссоциация гидросульфата калия (KHSO_4)



Основные соли - это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов, на анион кислотного остатка и гидроксид-ион.

Например: диссоциация гидроксохлорида кальция:



Двойные соли - это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на два различных катиона металла и анионы кислотного остатка. *Например:* диссоциация сульфата калия алюминия



Ионные реакции.

Согласно теории электролитической диссоциации реакции, в растворах происходят между ионами. Такие реакции являются ионными. Ионные реакции могут быть обратимыми и необратимыми. Реакции между ионами в растворах электролитов идут практически до конца, когда в результате их взаимодействия образуются малодиссоциированные вещества или ионы, газообразные или малорастворимые вещества, комплексные ионы. Ионные реакции записываются молекулярными и ионными уравнениями.

Составление ионного уравнения.

Правила составления ионного уравнения реакции	Пример
Записать уравнение реакции в молекулярном виде	1. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \downarrow\text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$
По таблице растворимости определить растворимость каждого вещества	2. $\text{BaCl}_2 \text{ p} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ p} \rightarrow \downarrow\text{BaSO}_4 \text{ н} + 2\text{NaCl}$
Записать уравнения диссоциации исходных веществ и продуктов реакции.	3. $\text{BaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $2\text{NaCl} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$
Составить полное ионное уравнение реакции	4. $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \downarrow\text{BaSO}_4 + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$
Найти одинаковые ионы в левой и правой частях, сократить их и записать сокращенное ионное уравнение реакции.	5. $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \downarrow\text{BaSO}_4 + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \downarrow\text{BaSO}_4$

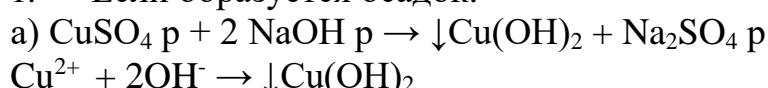
Для составления ионных реакций необходимо знать:

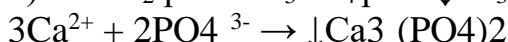
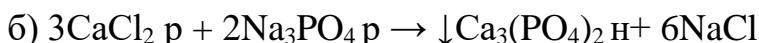
- 1) растворимость в воде кислот, оснований, солей;
- 2) электролитическую диссоциацию веществ;
- 3) летучесть веществ.

Реакции в водных растворах электролитов идут между ионами, образующимися в результате диссоциации электролитов, и поэтому они называются реакциями ионного обмена.

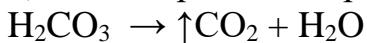
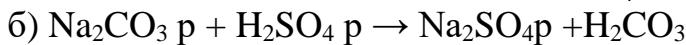
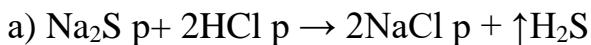
Условие протекания реакций ионного обмена до конца: реакции обмена протекают до конца только тогда, когда образуется малорастворимое соединение (осадок), легколетучее вещество (газ), или малодиссоциирующее соединение (очень слабый электролит, в том числе и вода).

1. Если образуется осадок:

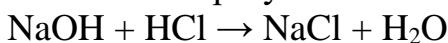




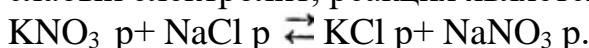
2. Если выделяется газ:



3. Если образуется слабый электролит (малодиссоциирующее вещество):



При отсутствии ионов, которые, связываясь между собой, образуют осадок, газ или слабый электролит, реакция является обратимой:



Диссоциация молекулы воды.

Являясь слабым электролитом, вода в незначительной степени диссоциирует на ионы:



В чистой воде концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов равны:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

Измерения электропроводности чистой воды показали, что при 22 °C степень ее ионизации $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$. Так как в 1 литре воды содержится $1000/\text{M}(\text{H}_2\text{O}) = 1000/18 = 55,55$ моль, то концентрация ионов будет равна:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-9} \cdot 55,54 = 10^{-7} \text{ моль/л},$$

а произведение равновесных концентраций:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} = K_w$$

При данной температуре величина K_w является постоянной и называется ионным произведением воды.

Постоянство величины K_w позволяет утверждать, что при увеличении в растворе концентрации ионов водорода H^+ (растворение кислоты) происходит уменьшение концентрации гидроксид-ионов, и наоборот.

Если $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л, то среда раствор нейтральная; если $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л, то раствор кислый;

если $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ моль/л, то раствор щелочной.

Поскольку значения концентрации ионов водорода в химии растворов используется очень часто, то для удобства введено представление о водородном показателе.

Водородный показатель, pH (лат. pondus Hydrogenii — «вес водорода»; произносится «пэ-аш») — мера активности ионов водорода в растворе, количественно выражаящая его кислотность. Равен по модулю и противоположен по знаку десятичному логарифму активности водородных ионов, выраженной в молях на один литр:

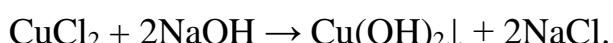
$$\text{pH} = -\lg C_M(\text{H}^+)$$

Катион водорода (H^+) частица, в которую превращается атом водорода, отдав электрон. Получается протон, но такая частица в воде не существует. Частица эта

прикреплена по донорно-акцепторному механизму к атому кислорода в молекуле воды, получается ион гидроксония: H_3O^+ . Наличие в растворе такого иона свидетельствует о том, что среда раствора кислая. Для определения кислотности используют индикаторы ($\text{pH} < 7$).

Гидроксид-ион (OH^-) Наличие в растворе ионов OH^- указывает на щелочную реакцию среды ($\text{pH} > 7$). Определить pH можно с помощью индикаторов. Щелочную среду имеют не только щелочи, но и растворы аммиака и аминов, растворы солей, образованных сильными основаниями и слабыми кислотами. В нейтральной среде $\text{pH} = 7$.

Если нужно определить щелочь, то к раствору надо добавить соль металла, образующего слабое основание. Щелочь с такой солью даст осадок гидроксида металла:



Рассмотрим несколько индикаторов: лакмус фиолетовый, метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Индикатор	Цвет в кислой среде $\text{pH} < 7$	Цвет в нейтральной среде $\text{pH} = 7$	Цвет в щелочной среде $\text{pH} > 7$
Лакмус фиолетовый	Красный	Фиолетовый	Синий
Метиловый оранжевый	Красный (розовый)	Оранжевый	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

11. СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Из всех известных к настоящему времени элементов только 22 относятся к неметаллам, большинство же элементов — металлы. Металлы отличаются от неметаллов физическими, химическими, механическими свойствами. Особенности этих отличий обусловлены их электронным строением.

Металлам присущи характерные признаки, проявляющиеся, как правило, одновременно. Почти все металлы тяжелее воды. Им присущ так называемый металлический блеск. Большинство из них — серые или белые, но медь, цезий и золото — красного или желтого цвета. В высокодисперсном состоянии металлы обычно имеют черный цвет и не блестят.

Металлы обладают высокой тепло- и электропроводностью, под давлением становятся текучими, что определяет их гибкость и ковкость. Для них характерно свойство испускания (отдачи) электронов в окружающее пространство под действием различных квантов энергии: под действием света (фото-), при нагревании (термо-). при разрыве (эзоэлектронная эмиссия).

Металлы — это простые вещества, которым одновременно присущи высокие и изотропные электро- и теплопроводность, электронная эмиссия, ковкость,

характерные металлический блеск и звон при ударе, в подавляющем большинстве высокая плотность и твердость в компактном состоянии и при условиях, близких к нормальным. С химической точки зрения, металлы — восстановители в подавляющем большинстве случаев.

11.1. Физические свойства металлов

Металлы являются главным конструкционным материалом в современной промышленности и технике. Физические свойства металлов определяют возможность их использования как конструкционных материалов в определенном интервале температур или нагрузок.

Главное влияние на физические свойства металлов оказывает электронное строение атомов элемента и строение кристаллической решетки металла. Важнейшей характеристикой кристаллической решетки является ее симметрия. Кристаллические решетки металлов бывают различной симметрии, но наиболее часто встречаются: объемно-центрированная кубическая (ОЦК), гранецентрированная кубическая (ГЦК) и плотнейшая гексагональная (Г) кристаллическая решетка.

Кристаллическое строение металлов изучается различными методами. Их можно разделить на две группы. К первой принадлежат методы изучения внутреннего строения кристаллов, ко второй — методы изучения их внешних форм. Внутреннее строение кристаллов изучается главным образом с помощью рентгеноструктурного анализа. По его данным для всех металлов установлены типы и параметры кристаллических решеток.

Объемно центрированная кубическая решетка имеется в металлах: Li, Na, K, V, Cr, Fe при температурах до 911 и от 1392 °С до плавления, Pb, W и др.; гранецентрированная кубическая — Al, Ca, Fe при температурах от 911 до 1392 °С, Ni, Si, Ag, Au и др.; гексагональная характерна для Be, Mg, Cd, Ti, Co, Zn и др.

Плотность металлов изменяется в очень широких пределах. Характер изменения плотности металлов определяется совместным влиянием ряда факторов: симметрии кристаллической решетки, координационного числа и размеров атома. Так, в 4-м периоде радиус атомов от s-элементов к d- элементам, находящимся в центре периода, уменьшается. Поэтому максимум плотности находится на металлы элементов центра периода. В 6-м периоде плотность металлов еще более увеличивается за счет лантаноидного сжатия радиусов атомов элементов.

Различают легкие металлы ($\rho < 5 \text{ г}/\text{см}^3$) и тяжелые. Самый легкий металл — литий ($\rho = 0,53 \text{ г}/\text{см}^3$), а самый тяжелый — осмий ($\rho = 22,5 \text{ г}/\text{см}^3$). Легче воды всего три металла: литий, натрий и калий. Плотность металла заметно меняется с температурой.

11.2. Химические свойства металлов

Характерным химическим свойством металлов является их восстановительная активность. Поэтому рассмотрим их отношение к типичным окислителям. Такими окислителями являются простые вещества — неметаллы, а также вода, кислоты, другие сложные вещества.

Отношение металлов к неметаллам. В табл.2 приведены простые вещества — окислители и сведения об отношении к ним металлов.

С фтором реагирует все металлы без исключения, только алюминий, железо, никель, медь и цинк в отсутствие влаги, в первый момент образуют плотные пленки фторидов, защищающие металлы от дальнейшего окисления. По той же самой причине и в тех же условиях железо пассивируется в реакции с хлором. Ряд металлов при окислении кислородом образуют плотные защитные пленки оксидов. В соответствии с тем, что при переходе от фтора к азоту окислительная активность простых веществ уменьшается, все большее число металлов не подвергается окислению. В итоге, с азотом реагирует только литий и щелочноземельные металлы.

Таблица 2

Отношение металлов к простым веществам — окислителям

Окисли-тель	Реагируют	Реагируют и пассивируются	Не реагируют	Основной продукт
F ₂	почти все	Al, Fe, Ni, Cu, Zn —без нагревания	—	фторид
C ₁₂	почти все	Fe — в отсутствии влаги	—	хлорид
O ₂	многие	Al, Ti, Pb; Be, Mg —без нагревания	Au, Pt	оксид
S	многие, но при нагревании	—	большинство (при н.у. и охлаждении)	сульфид
H ₂	щелочные и щелочноземельные металлы	—	большинство, некоторые растворяют водород	гидрид
N ₂	Li, щелочноземельные металлы	—	почти все	нитрид

Отношение металлов к воде и водным растворам окислителей.

В водных растворах восстановительная активность металла характеризуется значением его стандартного окислительно-восстановительного потенциала.

На основании величин стандартных электродных потенциалов построен ряд активности металлов:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au;

активность металлов (способность отдавать электроны) уменьшается

В этот ряд всегда помещают, кроме металлов, также водород, что позволяет видеть, какие металлы способны вытеснять водород из водных растворов кислот. Положение того или иного металла в ряду напряжений характеризует его способность к окислительно-восстановительным взаимодействиям в водных растворах при стандартных условиях. Ионы металлов являются окислителями, а металлы в виде простых веществ — восстановителями. При этом, чем дальше расположен металл в ряду активности, тем более сильным окислителем в водном растворе являются его ионы.

Металлы способны вытеснять друг друга из растворов солей. Направление реакции определяется при этом их взаимным положением в ряду активности.

Реакции металлов с простыми веществами.

- 1) а) $\text{Me} + \text{O}_2 = \text{Me}_x\text{O}_y$ (оксид)
- 2) д) $\text{Me} + \text{C} = \text{Me}_x\text{C}_y$ (карбид)
- 3) б) $\text{Me} + \text{H}_2 = \text{MeH}_x$ (гидрид)
- 4) е) $\text{Me} + \text{P} = \text{Me}_x\text{P}_y$ (фосфид)
- 5) в) $\text{Me} + \text{Cl}_2 = \text{MeCl}_x$ (хлорид)
- 6) ж) $\text{Me} + \text{S} = \text{Me}_x\text{S}_y$ (сульфид)
- 7) г) $\text{Me} + \text{N}_2 = \text{Me}_x\text{N}_y$ (нитрид)
- 8) з) $\text{Me} + \text{Si} = \text{Me}_x\text{Si}_y$ (силицид)

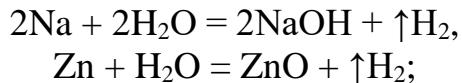
Реакции металлов со сложными веществами.

1) В соответствии с положением в ряду активности металлов: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au; более активные металлы вытесняют менее активные:

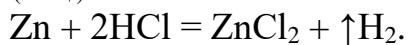
- а) из растворов солей: $3\text{Mg} + 2\text{FeCl}_3 = 3\text{MgCl}_2 + 2\text{Fe}$,
- б) из оксидов (при нагревании): $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$.

2) Вытесняют водород:

а) из воды:



б) из кислот вытесняют водород все металлы, стоящие в ряду активности до водорода кроме HNO_3 и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$:



3) Реакции с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$:

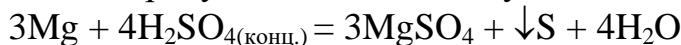
а) при обычной температуре поверхности металлов Al, Zn, Cr, Fe покрываются оксидной плёнкой (пассивируются), а поверхность Pb — сульфатом свинца PbSO_4 ;

б) при нагревании серная кислота реагирует практически со всеми металлами (кроме Au и Pt); чем активнее металл, тем лучше восстанавливается сера в молекуле серной кислоты (S^{+6}):

неактивные металлы (стоящие в ряду активности после водорода):



активные металлы (стоящие в ряду активности между магнием и водородом):



очень активные металлы (щелочные и щёлочноземельные металлы):



4) HNO_3 при обычной температуре пассивирует те же металлы, что и $H_2SO_{4(\text{конц.})}$, но при нагревании реакции идут, причем чем активнее металл и разбавленнее кислота, тем сильнее восстанавливается азот в молекуле азотной кислоте (N^{+5}):

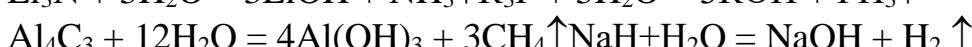
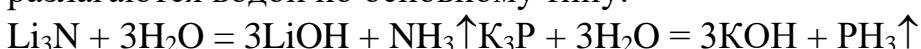
Неактивные металлы:



Активные и очень металлы:

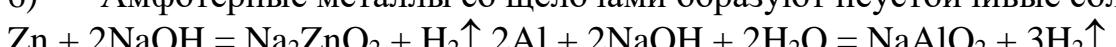


5) Некоторые бинарные (состоящие из двух элементов) соединения металлов разлагаются водой по основному типу:



(окислительно-восстановительный процесс).

6) Амфотерные металлы со щелочами образуют неустойчивые соли:



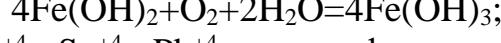
7) Природа гидроксидов:

а) металлы I группы главной подгруппы образуют щелочи;

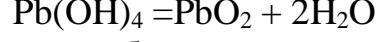
б) металлы II группы главной подгруппы (кроме Mg, Be) образуют: либо малорастворимое, но сильное основание - $Ca(OH)_2$,

либо хорошо растворимые щелочи $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$;

в) металлы побочных подгрупп Cr^{+2} , Fe^{+2} , Mn^{+2} дают малоустойчивые гидроксиды основного характера, которые при стоянии окисляются:



г) Cu^{+2} , Zn^{+2} , Cr^{+3} , Fe^{+3} , Mn^{+4} , Sn^{+4} , Pb^{+4} дают амфотерные основания, которые при нагревании могут образовать оксиды:



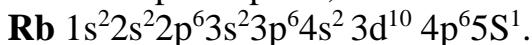
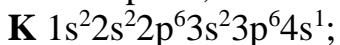
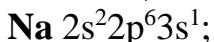
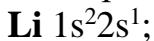
д) для $(Hg_2)^{2+}$, Hg^{2+} , Ag^+ гидроксиды не существуют, образуются сразу оксиды:



е) гидроксиды d-элементов в максимальной степени окисления (Cr^{+6} , Fe^{+6} , Mn^{+7}) имеют кислотный характер, малоустойчивы; соли соответствующих кислот более устойчивы, сильные окислители.

11.3. Качественные реакции на ионы металлов Элементы IA-группы (щелочные металлы).

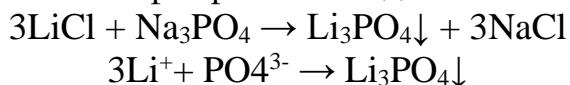
Электронная структура элементов:



Лёгкие металлы, настолько пластичные, что их можно разрезать ножом. Из-за чрезвычайной активности, на воздухе легко окисляются (некоторые со взрывом), поэтому их хранят в керосине, кроме лития. Литий хранить в керосине невозможно из-за физических свойств. Этот металл легче керосина, поэтому всплывает в нем. Литий хранят в вазелине или еще в чем-нибудь таком инертном и вязком. Почти все соли щелочных металлов растворимы в воде. Поэтому обнаружение их катионов выпадением осадка невозможно.

Для определения катионов металлов используют метод пирохимического анализа. Этот метод основан на способности ионов металлов, входящих в состав летучих солей, окрашивать пламя горелки в определенный цвет.

Катион \mathbf{Li}^+ окрашивает пламя горелки в карминово-красный цвет. Помимо этого, литий – один единственный щелочный металл, катион которого можно обнаружить с помощью осадка. Катион лития с фосфат-ионом дает белый осадок:

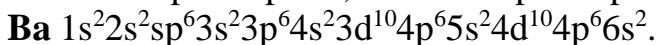
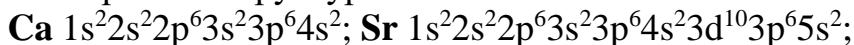


Катион \mathbf{Na}^+ окрашивает пламя горелки в желтый цвет. Катион \mathbf{K}^+ окрашивает пламя горелки в фиолетовый цвет.

Катион \mathbf{Rb}^+ окрашивает пламя горелки в розово-фиолетовый цвет. Катион \mathbf{Cs}^+ окрашивает пламя горелки в голубовато-фиолетовый цвет.

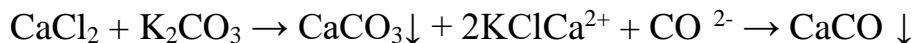
Щелочноземельные металлы IIА-группы (подгруппа кальция).

Электронная структура элементов:



Эти металлы серого цвета. Твердые, ножом не режутся. На воздухе ведут себя спокойно: покрываются оксидной пленкой.

Определить катионы щелочноземельных металлов можно как с помощью выпадения осадка, так и с помощью пирохимического метода: катионы \mathbf{Ca}^{2+} окрашивают пламя горелки в кирпично-красный цвет. Катион кальция образует белый осадок с карбонат-ионом:

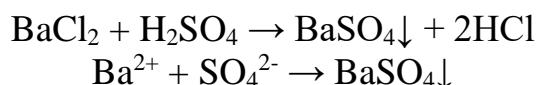


Образуется карбонат кальция – мел. Так же карбонат кальция – составная часть накипи. Белый осадок, растворимый в кислотах с выделением газа (без цвета, вкуса, запаха). Имеется в виду реакция карбонатов с кислотами:



Катион **Sr²⁺** образует белый нерастворимый в кислотах осадок с сульфат- ионом:
 $\text{SrCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SrSO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$ $\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrSO}_4\downarrow$

Катион стронция окрашивает пламя горелки в темно-красный цвет. Катион **Ba²⁺** образует белый нерастворимый в кислотах осадок с сульфат-ионом:

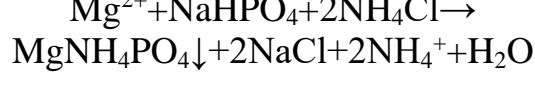
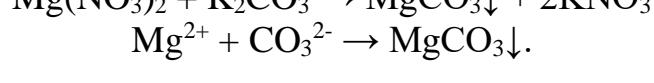


Катионы бария окрашивают пламя горелки в зеленый цвет.

Катион **Mg²⁺** определяется, как и кальций, карбонат-ионами.

Карбонат

магния – белый осадок:



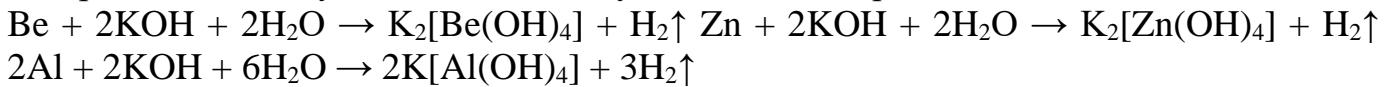
образуется белый мелкоокристаллический осадок.

Катионы металлов **Be⁰** (**Be²⁺**), **Zn⁰** (**Zn²⁺**), **Al⁰** (**Al³⁺**).

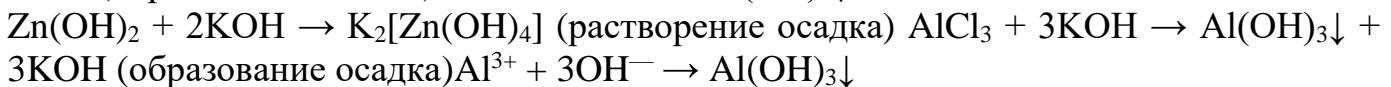
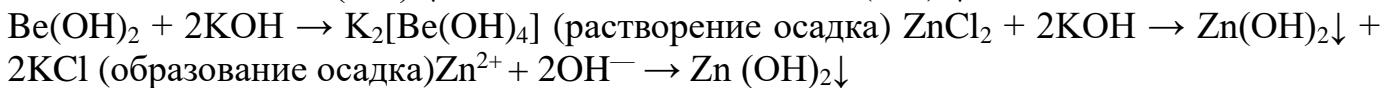
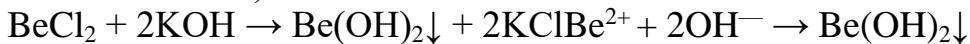
Электронная структура элементов:

Be $1s^2 2s^2$; **Zn** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$; **Al** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

Эти три металла объединяют амфотерные свойства. Если речь идёт о металле, растворимый в растворе щелочи; или металле, который растворяется и в щелочах, и кислоте; или металле, растворяющемся в щелочи с выделением горючего газа, который легче воздуха, то имеют в виду один из этих трех металлов:



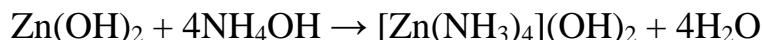
Ионы этих металлов в растворах тоже определяют добавлением щелочи. Выпадает белый студенистый осадок (гидроксид металла), который в избытке щелочи растворяется (гидроксиды алюминия, цинка и бериллия реагируют со щелочами, образуя растворимые гидроксоалюминаты, гидроксоцинкваты и гидроксобериллаты соответственно):



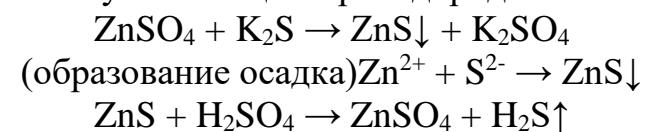
Оксиды этих металлов, как и гидроксиды, растворяются в кислотах и щелочах, рассмотрим на примере оксида алюминия:



У гидроксида цинка есть характерная особенность: он растворяется в водном растворе аммиака:



Ион Zn^{2+} с S^{2-} образует белый осадок, который растворяется в кислотах с выделением газа с запахом тухлых яиц – сероводорода.:



(растворение осадка с выделением сероводорода).

Препараты, содержащие цинк, применяются в медицине в качестве успокаивающего средства, являются антибактериальными, ранозаживляющими и антисептическими средствами.

Медь

– пластичный розовато-красный металл.

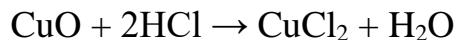
Электронная конфигурация: $\text{Cu} 1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^10$.

В электронной конфигурации атома меди наблюдается проскок (провал) электрона, то есть отступление от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек, связанные с тем, что эти “нарушения правил” обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек “по правилам”.

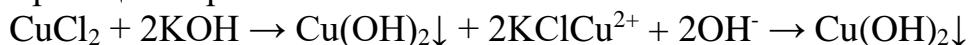
Медь является хорошим проводником электрического тока. Не вытесняет из кислот водород. Реагирует только с кислотами-окислителями (азотной и концентрированной серной):



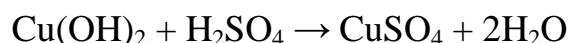
Оксид меди – CuO – кристаллы чёрного цвета, растворяется в кислотах, окрашивая раствор в голубой цвет:



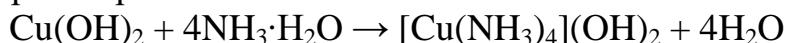
Катион Cu^{2+} окрашивает пламя горелки в зеленый цвет. Соединения меди имеют голубоватую окраску, это можно использовать как диагностический признак. В растворе ионы меди можно обнаружить добавлением щелочи, при этом выпадает растворимый в кислотах голубой осадок, который используется в некоторых качественных реакциях органической химии.



Осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ растворяется в кислотах:



Осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ растворяется в избытке водного раствора аммиака, образуя интенсивно синий раствор:



Если нагреть осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$, то он почернеет, потому что гидроксид меди(II) является нерастворимым основанием и разлагается:



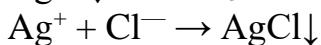
Серебро (Ag)

Электронная конфигурация:

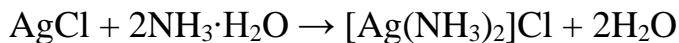
Ag $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^1 4d^{10}$. В электронной конфигурации атома серебра как и в атоме меди наблюдается проскок (провал) электрона.

Это мягкий благородный металл. Цвет серебристый. Оксид серебра Ag_2O -черного цвета – основной оксид.

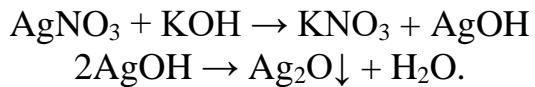
Катион серебра Ag^+ с хлорид-ионом дает белый творожистый осадок: $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$



Осадок хлорида серебра (и остальные галогениды), как и гидроксида меди, растворяется в водном растворе аммиака: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$:



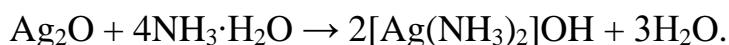
Еще одна особенность серебра, которая позволяет определить его ионы в растворе, – это его гидроксид, который нестабилен и быстро разлагается в водном растворе. При добавлении к раствору соли серебра щелочи, выпадает черный осадок оксида серебра:



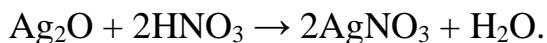
Суммарная реакция:



То есть при добавлении к соли серебра щелочи выпадает черный осадок. Осадок оксида серебра, как и галогениды этого металла, растворяются в водном растворе аммиака:



Соединение $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ – гидроксид диамминсеребра(I) известен как раствор Толленса. Он используется в качественной реакции на альдегиды (реакция серебряного зеркала). Оксид серебра как основный гидроксид растворяется в кислотах (само собой, в тех, с которыми серебро может образовать растворимую соль):



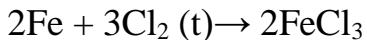
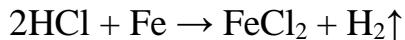
Препараты, содержащие серебро, применяются в медицине в качестве антисептиков.

Железо.

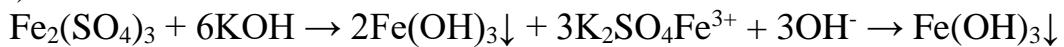
Электронная конфигурация:

Fe $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

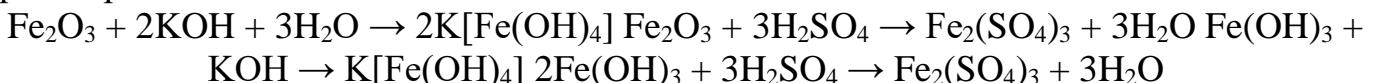
Это серебристо-белый пластичный металл. Обладает магнитными свойствами. Вытесняет из растворов кислот водород (кроме азотной). Обратите внимание, что при взаимодействии с кислотами-неокислителями, и слабыми окислителями железо приобретает степень окисления +2, а при взаимодействии с сильными окислителями оно приобретет степень окисления +3:



Катион **Fe³⁺** определяется гидроксид-ионом. При добавлении к раствору, содержащему ионы трехвалентного железа, выпадает бурый осадок гидроксида железа (III):



Оксид и гидроксид железа(III) – амфотерные соединения, поэтому они растворяются в щелочах и кислотах:



Катион **Fe²⁺** с гидроксид ионом образует осадок зеленоватого цвета.

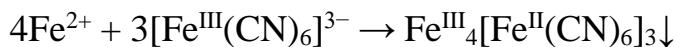


Оксид и гидроксид железа(II) являются основными. В щелочах они не растворяются. Осадок со временем буреет (меняет степень окисления с 2+ на +3):



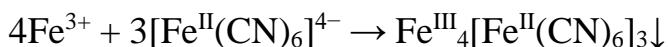
На ионы железы есть еще качественные реакции.

Ион **Fe²⁺** определяется добавлением красной кровяной соли (гексацианоферрат (III) калия):



ярко-синий осадок «турнбулева синь».

Ион **Fe³⁺** определяется добавлением желтой кровяной соли (гексацианоферрат (II) калия):



тёмно-синий осадок «берлинская лазурь».

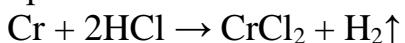
Препараты, содержащие железо, применяются в медицине в качестве лекарственного средства для лечения и профилактики железодефицитной анемии (малокровии).

Хром.

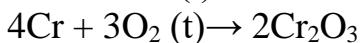
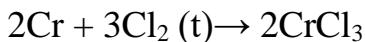
Электронная конфигурация: **Cr** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$.

В электронной конфигурации атома хрома также наблюдается проскок (провал) электрона.

Хром - блестящий белый металл. Не очень активный, так как покрывается оксидной пленкой. Название элемента переводится с греческого «цвет», потому что соединения хрома, как правило, окрашены. Простое вещество хром ведет себя как типичный металл, со щелочами не реагирует. Реагирует с кислотами. Кислоты – не окислители (в том числе разбавленная серная кислота) и вообще слабые окислители переводят хром в степень окисления +2:

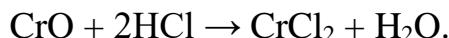


$\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{разб.})} \rightarrow \text{CrSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ С окислителями приобретает степень окисления +3:

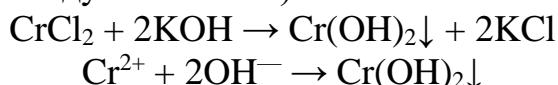


С азотной и концентрированной серной кислотой не реагирует, так как пассивируется. Проявляет несколько устойчивых степеней окисления.

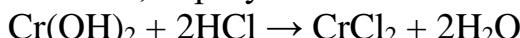
Степень окисления +2. В этих соединениях хром проявляет сильные восстановительные свойства. Оксид хрома (II) – CrO (основной) – черный. Растворы солей Cr^{2+} голубые. Если обработать черный оксид хрома(II) соляной кислотой, образуется голубой раствор:



Если к раствору соли двухвалентного хрома добавить щелочь выпадет желтый осадок гидроксида хрома(II), (на воздухе зеленеет):



Гидроксид хрома(II) основной, поэтому он не растворяется в щелочах, зато прекрасно растворяется в кислотах, образуя все тот же синий раствор:

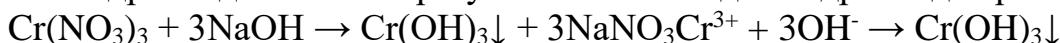


Степень окисления +3. Оксид хрома(III) – Cr_2O_3 (амфотерный) – зеленый. Как амфотерный оксид Cr_2O_3 растворяется в кислотах и щелочах:



Соли трехвалентного хрома могут быть разного цвета (от фиолетового до темно-зеленого). Поэтому визуально опознать соль трехвалентного хрома со 100% уверенностью нельзя. Наличие катионов Cr^{3+} в растворе определяется добавлением щелочи.

Катион Cr^{3+} с гидроксид-ионами образует зеленый осадок гидроксида хрома(III):



Выпавший осадок – гидроксид хрома(III) амфотерный, поэтому растворяется в кислотах и щелочах, с образованием зеленых солей – гидроксохроматов:



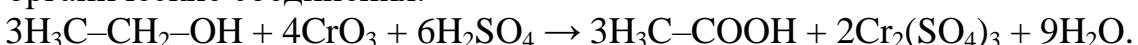
Если оставить на некоторое время на воздухе желтый осадок гидроксида хрома(II), то он позеленеет. Cr^{2+} окисляется до Cr^{3+} , образуется зеленый гидроксид хрома(III):



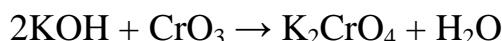
Если подействовать на соединение хрома (+3) сильным окислителем, то произойдет смена окраски. Она станет желтой. Хром окисляется до +6



Степень окисления +6. В этих соединениях хром проявляет сильные окислительные свойства. Оксид хрома(VI) – CrO_3 (кислотный) – красный. Окисляет многие органические соединения.



Оксид кислотный, поэтому в кислотах не растворяется, растворяется в щелочах, с образованием хроматов:



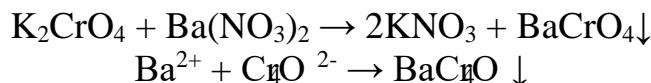
Хроматы – это соли хромовой кислоты (H_2CrO_4). Они желтого цвета. Кроме хромовой (хром +6) образует дихромовую кислоту ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), ее соли – бихроматы

(дихроматы) оранжевые. Хроматы и бихроматы переходят друг в друга при изменении кислотности среды (с щелочной на кислую и наоборот). Таким образом, в кислой среде более устойчивы бихроматы, в щелочной - хроматы. *Хроматы и бихроматы также являются сильнейшими окислителями.*

Качественная реакция на хромат-ион (CrO_4^{2-}).

4

При добавлении к раствору хромата катионов бария выпадает желтый осадок хромата бария BaCrO_4 :



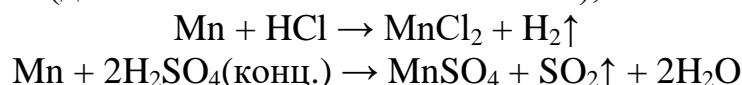
Полученный хромат бария растворяется в сильных неорганических кислотах, потому что в кислой среде хроматы не устойчивы и переходят в бихроматы:



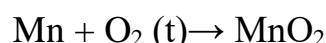
Марганец.

Электронная конфигурация: **Mn** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

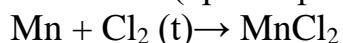
Марганец – серебристо-белый металл. Как и хром малоактивен за счет пассивации. Реагируя с кислотами (даже с кислотами-окислителями), окисляется до +2:



В более агрессивных средах с кислотами-окислителями процесс окисления идет до степеней окисления +4 и +7. Кислородом марганец окисляется до степени окисления +4:



Галогены (кроме фтора) окисляют марганец до степени окисления +2:

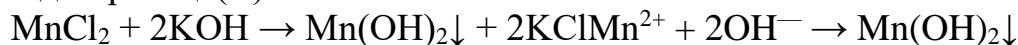


Степень окисления 2+. Оксид марганца(II) – MnO (основный) зеленогоцвета.

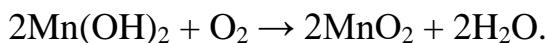
На воздухе очень быстро окисляется до темно-бурого MnO_2 :



Соли, содержащие катион Mn^{2+} как правило имеют бледный светло-розовый цвет. Катион Mn^{2+} обнаруживают гидроксид-ионами, с которыми он образует розовато-белый осадок гидроксида марганца(II), который окисляется на воздухе (превращается в бурый оксид марганца(II)):



Затем осадок окисляется:



Степень окисления 4+. Оксид марганца(IV) – MnO_2 (амфотерный) темно-бурый – одно из самых устойчивых и встречаемых соединений марганца. Сильный окислитель:



Степень окисления +7. Оксид марганца(VII) – Mn_2O_7 (кислотный) зелено-бурая жидкость. Очень не стабильное и агрессивное вещество, может спонтанно взорваться. Сильный окислитель. Оксиду марганца(VII) соответствует марганцевая

кислота HMnO_4 . Она существует только в водном растворе, который как и растворы ее солей (перманганатов) имеет *фиолетово-малиновую окраску*. Перманганаты также являются сильными окислителями.

Они окисляют некоторые органические вещества (например, соединение сдвойной связью – этилен):



Приведенное уравнение – это качественная реакция на кратные связи – обесцвечивание раствора перманганата и выпадение *темно-бурого осадка*.

Перманганат калия – KMnO_4 применяется в медицине как антисептик и дезинфицирующее средство.

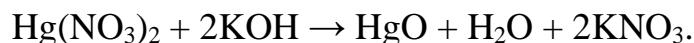
Ртуть.

Электронная конфигурация: **Hg** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$.

В нормальных условиях **ртуть – серебристо-белая жидкость**, с высокой плотностью, поэтому она тонет в воде.

Сама по себе металлическая ртуть вреда не представляет, а вот ее пары и соединения (в особенности органические) чрезвычайно ядовиты.

Качественная реакция на Hg^{2+} : при добавлении к раствору соли ртути(II) щелочи выпадает оранжевый осадок оксида ртути, гидроксид не образуется, его не существует:



Препараты, содержащие оксиды ртути, применяются в медицине в виде мазей для лечения кожных заболеваний.

Самостоятельная работа:

1. Плотность меньше плотности воды имеет

- 1) натрий
- 2) рубидий
- 3) кальций
- 4) цезий

2. Металл, реагирующий с азотом при комнатной температуре,

- 1) литий
- 2) натрий
- 3) калий
- 4) рубидий

3. Щелочные металлы

- 1) проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства
- 2) легко принимают электроны
- 3) легко отдают и принимают электроны
- 4) окисляются при комнатной температуре на воздухе

4. В реакциях щелочных металлов с водой образуются

- 1) оксид металла и вода
- 2) оксид металла и водород
- 3) гидроксид металла и вода
- 4) гидроксид металла и водород

5. Натрий в реакции с большим избытком фосфорной кислоты образует

- 1) фосфат натрия
- 2) гидрофосфат натрия
- 3) дигидрофосфат натрия
- 4) смесь гидрофосфата и дигидрофосфата натрия

6. Ацетат натрия не образуется в реакции уксусной кислоты с

- 8) натрием
- 9) оксидом натрия
- 10) гидроксидом натрия
- 11) хлоридом натрия

7. Гидроксид калия реагирует в водном растворе с хлоридом

- 1) калия
- 2) натрия
- 3) магния
- 4) бария

8. Легче других отдаёт электрон с внешнего электронного уровня

- 1) литий
- 2) натрий
- 3) калий
- 4) рубидий

9. Щелочные металлы

- 1) тугоплавкие и тяжёлые

- 2) тугоплавкие и лёгкие
- 3) легкоплавкие и тяжёлые
- 4) легкоплавкие и лёгкие

10. Щелочные металлы с водой

- 1) практически не реагируют за счёт пассивации их поверхности
- 2) бурно реагируют с выделением водорода
- 3) реагируют при повышении температуры
- 4) реагируют только при добавлении кислоты

11. Маловероятно протекание реакции

- 1) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
- 2) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{HCl}$
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3$
- 4) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$

12. Формула кальцинированной соды

- 5) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- 6) CaCO_3
- 7) NaHCO_3
- 8) Na_2CO_3

13. Самовозгорается на воздухе

- 5) литий
- 6) натрий
- 7) рубидий
- 8) цезий

14. Калий не реагирует с

- 7) этанолом
- 8) этиленгликолем
- 9) жидким аммиаком
- 10) бензолом

15. В реакции натрия с 2-хлорпропаном образуется

- 10) н-гексан
- 11) 2-метилпентан
- 12) 2,3-диметилбутан
- 13) 2,2-диметил бутан

16. Соединению $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ соответствует название минерала

- 9) кальцит
- 10) доломит
- 11) ангидрит
- 12) магнезит

17. Формула гашёной извести

- 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 6) CaO
- 7) $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

18. Формула наиболее сильного основания

- 5) $\text{Be}(\text{OH})_2$
- 6) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 7) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 8) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

19. Амфотерные свойства проявляет гидроксид

- 1) бериллия
- 2) магния
- 3) кальция
- 4) стронция

20. Реагирует с водой при комнатной температуре

- 1) бериллий
- 2) магний
- 3) кальций
- 4) цинк

21. В ряду химических элементов $\text{Ba} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Mg}$ металлические свойства

- 1) ослабевают
- 2) усиливаются
- 3) изменяются периодически
- 4) не изменяются

22. Кальций в промышленности получают

- 1) электролизом расплава CaCl_2
- 2) восстановлением Са из CaCl_2 действием водорода
- 3) восстановлением Са из CaCl_2 действием кокса
- 4) действием натрия на водный раствор хлорида кальция

23. Разлагается водой

- 1) сульфид кальция
- 2) сульфат кальция
- 3) фосфат кальция
- 4) карбонат кальция

24. При взаимодействии водных растворов хлорида кальция и карбоната калия в осадок выпадает

- 1) оксид кальция
- 2) гидроксид кальция
- 3) карбонат кальция
- 4) гидрокарбонат кальция

25. Продуктом реакции углерода с кальцием является

- 1) карбид кальция
- 2) карбонат кальция
- 3) карбонад кальция
- 4) карбонит кальция

26. Гидроксид бария взаимодействует с каждым из веществ группы

- 1) H_2SO_4 , H_2 , H_3PO_4
- 2) SO_2 , HNO_3 , Mg

3) SO_3 , NaOH , Fe(OH)_3

4) SO_2 , HCl , NO_2

27 Образует оксид в реакции с кипящей водой

1) магний

2) кальций

3) стронций

4) барий

28. Известно, что гидриды используют в лаборатории для получения водорода. Выберите верное окончание следующей фразы: по сравнению с десятью граммами гидрида кальция десять граммов гидрида натрия позволяют получить

1) больший объём водорода, так как молярная масса гидрида натрия меньше

2) меньший объём водорода, так как гидрид кальция двухосновный больший объём водорода, так как на единицу его массы приходится большая масса водорода

3) меньший объём водорода, так как на единицы его массы приходится меньшая масса водорода

29. Известковая вода — это раствор в воде

1) гидроксида кальция

2) гидрокарбоната кальция

3) хлорида кальция

30. Выберите верную характеристику алюминия.

1) лёгкий серебристый металл

2) твёрдый серебристый металл

3) лёгкий, очень прочный металл

4) металл, обладающий высокой твёрдостью

31. Третий элемент по распространённости в литосфере Земли

1) O

2) Si

3) Fe

4) Al

32. Гидроксид алюминия реагирует с водным раствором

1) K_2CO_3

2) NaCl

3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

4) KNO_3

33. В алюминиевой посуде нельзя хранить кашеную капусту (и другие кислые продукты), готовить мясо для шашлыка с добавлением уксусной кислоты, потому что

1) алюминий катализирует гниение кислых продуктов

2) алюминий взаимодействует с кислотой

3) алюминий окисляет вещества, входящие в состав этих продуктов

4) поверхность посуды вследствие действия на неё кислоты покрывается плёнкой из органических солей алюминия

34. Выберите ошибочную характеристику алюминия.

- 1) алюминий — серебристо-белый металл, обладающий достаточно высокой электропроводностью
- 2) плотность алюминия, примерно втрое меньше плотности железа
- 3) алюминий — достаточно прочный металл, особенно в сплавах
- 4) алюминий — очень хрупкий металл
35. Наиболее бурно происходит реакция соляной кислоты с гранулами
- 1) алюминия
- 2) цинка
- 3) магния
- 4) олова
36. При контакте металлических изделий с ртутью происходит их растворение в ртути с образованием сплавов, называемых амальгамами. Амальгамированный алюминий реагирует с
- 1) водой
- 2) бензолом
- 3) спиртом
- 4) жидким аммиаком
37. Чтобы усилить гидролиз хлорида алюминия, к его водному раствору нужно добавить
- 9) хлорид натрия
- 10) карбонат натрия
- 11) хлорид аммония
- 12) нитрат калия
38. В промышленности получают алюминий электролизом расплава оксида алюминия в криолите. Проводить электролиз чистого оксида алюминия невозможно, так как оксид алюминия
- 1) слишком дорогостоящее сырьё
- 2) очень тугоплавкое вещество
- 3) очень твёрдое вещество
- 4) слабый электролит и очень тугоплавкое вещество
39. В ряду элементов Al — Mg — Na уменьшается
- 1) атомный радиус
- 2) восстановительная способность
- 3) химическая активность
- 4) электроотрицательность
40. Все элементы главной III-A-группы имеют электронную конфигурацию атома
- 1) ns^2np^1
- 2) ns^2
- 3) ns^2np^6
- 4) ns^2np^7
41. Продуктами реакции алюминия с водным раствором гидроксида натрия являются
- 1) $NaAlO_2$ и H_2
- 2) $NaAlO_2$ и H_2O

- 3) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ и H_2
4) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ и H_2O

42. В четыре пробирки, содержащие растворы солей, добавили раствор гидроксида натрия. В одной из пробирок сначала выпал белый осадок, который при дальнейшем добавлении раствора щёлочи легко растворился. В исследуемой пробирке находился

- 1) AlCl_3
2) NaCl
3) MgCl_2
4) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

43. Через водный раствор тетрагидроксоалюмината натрия пропустили газ. При этом наблюдали выпадение осадка. Этот газ

- 1) H_2
2) CH_4
3) NH_3
4) CO_2

44. Верны ли следующие суждения о галогенах?

- А. Бор имеет более выраженные металлические свойства, чем алюминий.
Б. Хлор ярче проявляет неметаллические свойства, чем фосфор.

- 1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны

45. Алюминий в отличие от бора

- 1) при нагревании реагирует с кислородом
2) при комнатной температуре реагирует со фтором
3) химически инертен
4) хорошо проводит электрический ток

46. Алюминий — весьма активный металл, однако он не реагирует с водой. Это объясняется тем, что на поверхности алюминия

- 1) под воздействием атмосферного воздуха образуется химически инертная плёнка оксида алюминия
2) под воздействием воды образуется химически инертная плёнка гидроксида алюминия
3) под воздействием атмосферного воздуха образуется химически инертная плёнка гидроксида алюминия
4) под воздействием воды образуется химически инертная плёнка оксида алюминия

47. Алюминий не реагирует с

- 1) соляной кислотой
2) раствором гидроксида натрия
3) раствором сульфата натрия
4) раствором уксусной кислоты

48. Гидроксид алюминия

- 1) окисляется на воздухе
- 2) не растворяется в водных растворах щелочей
- 3) не растворяется в водных растворах кислот
- 4) разлагается при нагревании

49. Согласно термохимическому уравнению

$3\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв.}) + 8\text{Al}(\text{тв.}) = 9\text{Fe}(\text{тв.}) + 4\text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв.}) + 3330 \text{ кДж}$ можно утверждать, что при образовании 3 моль железа

- 1) выделяется 3330 кДж
- 2) поглощается 1110 кДж
- 3) выделяется 1110 кДж
- 4) поглощается 3330 кДж

50. Реактив, с помощью которого можно различить растворы хлорида магния и нитрата цинка,

- 1) серная кислота
- 2) нитрат меди (II)
- 3) сульфат бария
- 4) гидроксид калия

51. Амфотерным является оксид

- 1) кремния
- 2) железа (II)
- 3) хрома (III)
- 4) фосфора (III)

52. Процесс, характеризующий амфотерные свойства воды,

- 1) $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- 2) $\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{NH}_2 = \text{OH}^- + \text{CH}_3\text{NH}_3$
- 3) $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- 4) $2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

53. При сплавлении гидроксида натрия с оксидом алюминия образуется

- 1) NaAlO_2
- 2) NaAlO_3
- 3) Na_2AlO_3
- 4) Na_3AlO_3

54. Наиболее вероятным продуктом при действии избытка концентрированного водного раствора гидроксида натрия на гидроксид алюминия является

- 1) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- 2) $\text{Na}_2[\text{Al}(\text{OH})_5]$
- 3) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
- 4) $\text{Na}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$

55. Для осуществления превращения

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$ необходимо использовать

- 1) хлорид натрия
- 2) гидроксид натрия
- 3) аммиак

4) соляную кислоту

56. Амфотерность аланина (2-аминопропановой кислоты) можно доказать его взаимодействием с каждым из двух веществ:

- 5) кислотами и спиртами
 - 6) спиртами и солями
 - 7) солями и щелочами
 - 8) щелочами и кислотами

57. Оксид алюминия не реагирует с

- 5) оксидом натрия
 - 6) оксидом углерода (И)
 - 7) оксидом серы (IV)
 - 8) соляной кислотой

58. Амфотерным соединением является кислота

- 5) муравьиная
 - 6) лимонная
 - 7) щавелевая
 - 8) З-аминомасляная

59 .Хотя бы один неамфотерный гидроксид содержится в ряду

- 1) Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Cr(OH)₃
 - 2) Cr(OH)₃, Be(OH)₂', Ge(OH)₂
 - 3) ZN(OH)₂, Sn(OH)₄, Al(OH)₃
 - 4) РЬ(OH)₂, B(OH)₃, Al(OH)₃

60. Установите соответствие между символом химического элемента и степенями окисления, в которых образованные им вещества проявляют амфотерные свойства.

Символ химического элемента Степени окисления

61. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

<i>Исходные вещества</i>	<i>Продукты реакции</i>
--------------------------	-------------------------

$\text{ZnCl}_2(\text{изб.}) + \text{KOH} \rightarrow$

- ZnCl₂(изб.) + KOH — 1) Zn(OH)₂ + H₂O + KCl
 Б) ZnCl₂ + KOH (изб.) — 2) ZnCl₂ + KCl + H₂O
 K₂[2п(OH)₄] + HCl (изб.)— 3) ZnCl₂ + KOH + H₂O
 Г) K₂[Zn(OH)₄] (изб.) + HCl — 4) K₂[Zn(OH)₄] + KCl
 6) Zn(OH)₂ + KCl

62. Установите соответствие между органическим веществом и реагентами, с которыми оно может взаимодействовать.

Органическое вещество

Реагенты

аланин	1) HCl
фенол	2) HCl
уксусная кислота	3) NaO ₂

63. Алюминий реагирует при комнатной температуре с

- 1) HNO_3 (конц.) 4) Br_2
 2) H_2O 5) S
 3) NaOH (водн. р-р) 6) HCl (водн. р-р)

64. Полностью разлагаются водой:

- 1) Al_2S_3 4) AlCl_3
 2) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ 5) Al_4C_3
 3) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ 6) Al_2O_3

65. Оксид алюминия в природе встречается в виде:

- 1) кварцевого песка
 - 2) доломита
 - 3) рубина
 - 4) боксита
 - 5) глинозёма
 - 6) мрамора

66. При растворении 3 г частично окисленного алюминия в избытке щелочного раствора выделилось 3,36 л водорода (н. у.). Чему равна масса (г) алюминия в образце?

Ответ: _____. (Запишите число с точностью до десятых.)

67. К раствору, содержащему 3,42 г сульфата алюминия, добавили 3,18 г карбоната натрия. Осадок отфильтровали и прокалили в муфельной печи (температура около 1000 °C). Чему равна масса (г) полученного вещества?

Ответ _____ .(Запишите число с точностью до сотых.)

12.СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Неметаллы могут существовать в различных агрегатных состояниях: а) твердом – B, C, Si, P, S, Se, I;

б) жидким – Br;

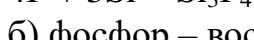
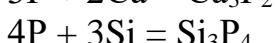
в) газообразном – H, O, F, Cl, N, благородные газы.

В отличие от металлов, могут и принимать электроны, и отдавать: $P(3s^23p^3) + 3e^- \rightarrow P^{3-}(3s^23p^6)$

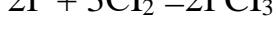
$$P(3s^23p^3) - 5e^- = P^{+5}(3s^03p^0).$$

По способности принимать электроны (т.е. быть окислителем) построен ряд электроотрицательных элементов: F, O, N, Cl, N, Br, S, C, P, I.

Реакции с простыми элементами (на примере фосфора): а) фосфор – окислитель: $P + 3H_2 = 2PH_3 \uparrow$

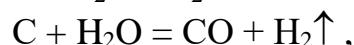


3) фосфор – восстановитель: $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5, \text{P}_2\text{O}_3$
 $2\text{P} + 3\text{S} \rightarrow \text{P}_2\text{S}_3$

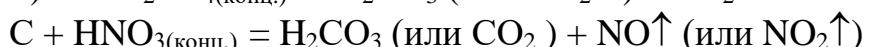
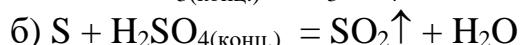
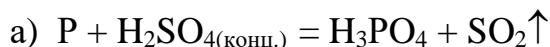


Реакции с водой возможны не для всех неметаллов: а) при обычной температуре: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$;

б) при повышенной температуре: $3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = 5\text{HCl} + \text{HClO}_3$,



В реакциях с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ и HNO_3 со следующими неметаллами образуются кислоты:



Реакции со щелочами возможны не для всех неметаллов и протекают по-разному:

а) $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ б) $3\text{S} + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ в) $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2$

Неметаллы образуют кислотные оксиды: а) $\text{C} - \text{CO}_2$ (H_2CO_3)

б) $\text{N} - \text{N}_2\text{O}_3$ (HNO_2) или N_2O_5 (HNO_3)

в) $\text{P} \quad \text{P}_2\text{O}_3$ (HPO_2 , H_3PO_3) или P_2O_5 (HPO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_3PO_4)

г) $\text{S} \quad \text{SO}_2$ (H_2SO_3) или SO_3 (H_2SO_4)

д) $\text{Cl} \quad \text{Cl}_2\text{O}$ (HClO), или Cl_2O_3 (HClO_2), или Cl_2O_7 (HClO_4)

Отдельные неметаллы образуют смешанные соединения: NOCl , POCl_3 , SOCl_2 , SO_2Cl_2 и др.

Галогениды и сульфиды разлагаются при повышенной температуре водой с образованием двух кислот:

а) $\text{CF}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3 + 4\text{HF}$ (или $\text{CO}_2 + \text{HF}$) б) $\text{SiCl}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 4\text{HCl}$ в) $\text{P}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}_2\text{S}$

г) $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$ д) $\text{SF}_6 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{HF}$ е) $\text{SOCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl}$

Водород («Рождающий воду» - Hydrogenium, лат).

^1H ; строение электронной оболочки $1s^1$. Занимает 2 места в Периодической системе элементов (в 1 и 7 группах элементов), благодаря наличию следующих свойств:

Признаки элемента I группы (активного металла):

1) имеет 1 валентный электрон и является сильным восстановителем; 2) ион H^+ существует в растворах (как и ионы щелочных металлов).

Признаки элемента VII группы:

- до завершения электронного слоя (чтобы походить на He) не хватает одного электрона, поэтому в некоторых реакциях будет окислителем;
- в связи с этим для него характерна большая энергия сродства к электрону; 3) при обычных условиях H₂ – газ.

Физические свойства.

Газ без цвета, вкуса и запаха, самый лёгкий, t⁰пл = - 252,6°C, t⁰кип = - 259,1°C (ниже только у He).

Уникальные свойства.

Очень теплопроводен; нагретое тело остывает в атмосфере водорода в 6 раз быстрее, чем в воздухе; это свойство роднит водород с металлами.

В воде растворим очень плохо (в 1 объёме воды растворяется 0,02 объёма водорода); но очень хорошо растворим в металлах (в 1 объёме палладия растворяется 900 объёмов водорода).

Получение водорода.

1. В лаборатории: Zn + 2HCl = ZnCl₂ + H₂↑ 2. В промышленности:

а) конверсия водяного газа (при повышенной t°):



б) конверсия метана (при повышенной t°): CH₄ + 2H₂O = CO₂↑ + 4H₂↑

Химические свойства.

1. В большинстве реакций водород – сильный восстановитель, но H₂ – не очень активен, а атомарный H более реакционоспособен.

Пример реакции с галогенами:

H₂ + F₂ = 2HF (со взрывом, при низкой температуре и в темноте).

2. Очень редко водород является окислителем:

2Li + H₂ = 2LiH (гидрид лития).

Остановимся на рассмотрении важнейших соединений водорода.

Вода (H₂O).

Составляет 50– 90% любого живого существа; самое распространённое вещество планеты.

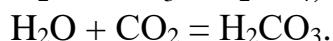
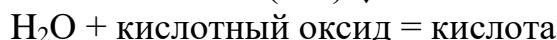
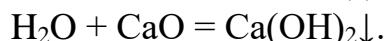
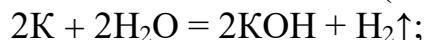
Многие физические константы воды приняты за эталон: t⁰пл. = 0°C; t⁰кип. = 100°C;

плотность = 1 г/мл (при t=4°C); теплоёмкость = 4,19 Дж/К·моль.

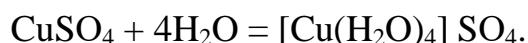
Валентные орбитали кислорода находятся в состоянии sp³-гибридизации, образуют искажённый тетраэдр, а молекула воды имеет угловую структуру: угол НОН = 104°28' .

Поэтому молекулы H₂O очень полярны, что существенно сказывается на различных свойствах жидкой и твёрдой воды. Свойства обусловлены прежде всего структурой, образованием водородных. Жидкая и твердая вода существует в виде ассоциатов (H₂O)_n.

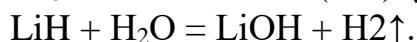
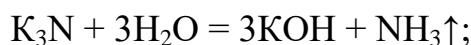
Химические свойства



4. Образует аквакомплексы:



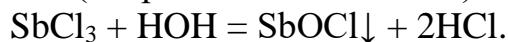
5. Разлагает многие бинарные соединения



6. Практически не диссоциирует



7. Разлагает некоторые соли (гидролиз идет до конца):



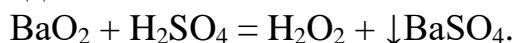
Водорода пероксид (перекись водорода; H₂O₂).

Из-за несимметричного строения связей Н-О молекула сильно полярна, поэтому между молекулами H₂O₂, как и между молекулами H₂O, существуют водородные связи.

Физические свойства.

H₂O₂ – бесцветная жидкость с неприятным «металлическим» привкусом. t⁰кип. = 150,2⁰C; t⁰пл. = -0,43⁰C; плотность = 1,45 г/мл. Хороший растворитель; хорошо смешивается с H₂O.

Получение перекиси водорода:



Химические свойства.

В водных растворах перекись водорода – слабая кислота. Соединение неустойчиво, при хранении разлагается:



В окислительно-восстановительных реакциях H₂O₂ и её производные прежде всего окислители, но в присутствии сильного окислителя H₂O₂ может быть восстановителем.

Раствор перекиси водорода с массовой долей 3% применяется в медицине в качестве антисептика и дезинфицирующего средства.

Бор и его соединения.

Физические свойства: аллотропен, полупроводник, $t^0_{\text{пл.}} = 2074^{\circ}\text{C}$; $t^0_{\text{кип.}} = 3658^{\circ}\text{C}$.

Химические свойства:

- Инертен, без нагревания идёт только реакция $2\text{B} + 3\text{F}_2 = 2\text{BF}_3$.
- При нагревании ($400 - 1200^{\circ}\text{C}$) может быть:
 - восстановитель: $2\text{B} + 3\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3$;
 - $2\text{B} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{BCl}_3$;
 - $2\text{B} + \text{N}_2 = 2\text{BN}$ (борозан);

б) окислитель: $2\text{B} + 3\text{Ca} = \text{Ca}_3\text{B}_2$ (борид).

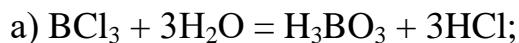
3. Реакции со сложными веществами тоже мало характерны и протекают при особых условиях:

1) $\text{B} + 3\text{HNO}_3$ конц. = $\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{NO}_2 \uparrow$; (или с H_2SO_4 конц., «царской водкой»).

Из сложных соединений бора можно выделить следующие группы соединений:

Бориды – соединения переменного состава (например, Cr_4B , Cr_2B , CrB , Cr_3B_4); твёрдые, химически прочные, жаростойкие.

Галогениды существуют в различном агрегатном состоянии, отличаются хорошей реакционной способностью:



б) образуют комплексы, как правило анионные:

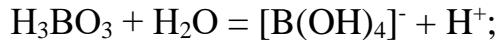


Борная кислота.

Борная кислота существует в виде ортоборной H_3BO_3 и метаборной кислот HBO_2 .

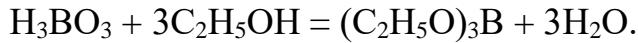
Ортоборная кислота H_3BO_3 – жирные на ощупь, чешуйчатые, бесцветные кристаллы, состоящие из молекул, связанных в плоские слои за счет водородных связей. Слои между собой связаны силами межмолекулярного взаимодействия.

Ортоборная кислота растворяется в воде, является слабой одноосновной кислотой:

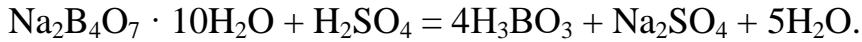


В отличие от многих других кислот, кислотные свойства борной кислоты связаны не с отщеплением протона, а с присоединением гидроксильной группы воды.

Со спиртами в присутствии серной кислоты в качестве водоотнимающего средства образует эфиры:



Получается из солей борной кислоты:



Метаборная кислота HBO_2 – бесцветные кристаллы, плавятся с разложением при 236°C . В процессе смешивания с водой метаборная кислота переходит в ортоборную.

Соли борной кислоты – бораты. Бораты – бесцветные аморфные или кристаллические вещества. Наиболее широко используется тетраборат натрия – бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Это бесцветные кристаллы, хорошо растворимые в воде. При сплавлении с солями металлов образует окрашенные стекла:



Данную реакцию используют для обнаружения соединений бора.

Также соединения бора можно определить по окрашиванию пламени газовой горелки в зеленый цвет.

Борная кислота в медицине.

Борный спирт (лат. Solutio Acidi borici spirituosa) — раствор борной кислоты в этиловом спирте (как правило, в 70 % этаноле).

Спиртовые растворы борной кислоты в концентрации 0,5 %, 1 %, 2 %, 3 %, 5 % готовятся на 70 % этиловом спирте и применяются в качестве антисептика и как противоздушное средство при обтирании здоровых участков кожи вокруг очагов пиодермии, а также в качестве ушных капель.

Борная кислота применяется в медицине как антисептическое средство, не раздражающее ран и не имеющее вкуса, запаха и цвета. В современной медицине противомикробная эффективность борной кислоты считается низкой.

Углерод и его соединения.

Встречается в почве (карбонаты), в воздухе (углекислый газ), основа живой и растительной жизни.

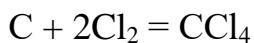
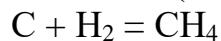
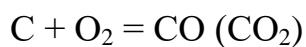
Физические свойства.

Аллотропен:

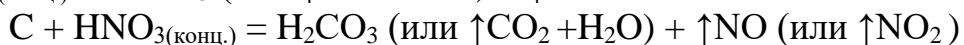
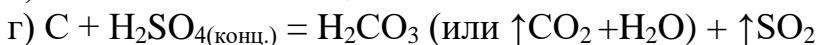
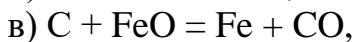
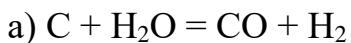
- а) алмаз (sp^3 – гибридизация, тетраэдр) – самый твердый, не проводит электрический ток;
- б) графит (sp^2 – гибридизация, гексагональное строение) – легко расслаивается, проводит электрический ток;
- в) карбин (sp – гибридизация, линейное строение) – полупроводник; г) угли (рентгеноаморфны) – кокс, древесный и костяной уголь, сажа.

Химические свойства углерода и его соединений.

1) Реакции с простыми веществами:



2) Реакции со сложными веществами (при повышенной t^0):



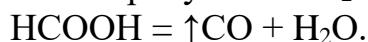
Степень окисления +2.

СО – закись углерода, «*угарный газ*» - бесцветный ядовитый газ, без запаха.

Получение оксида углерода (П):



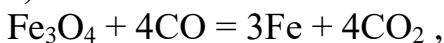
б) разложение муравьиной кислоты в присутствие $H_2SO_4(\text{конц.})$:



Химические свойства оксида углерода (II).

1) Сильный восстановитель:

а) восстанавливает металлы из оксидов:



б) $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ – фосген (ядовит),

в) $2\text{CO} + \text{CO}_2 = 2\text{CO}_2$.

Участвует в органическом синтезе, например $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$.

2) Ядовит, т.к. при неполном сгорании угля может быть «угар»: соединяется с гемоглобином крови, составляя конкуренцию кислороду, и в виде карбоксигемоглобина по артериальному руслу движется ко всем клеткам организма.

Степень окисления +4.

1) CO_2 – угольный ангидрид, «углекислый газ» - бесцветный тяжелый газ, не поддерживает горения. Твердый оксид ($t^{\circ}\text{пл.} = -56,5^{\circ}\text{C}$) называют часто «сухой лед», т.к. при его таяние нет следов влаги.

Получение углекислого газа:

а) в лаборатории: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 (\uparrow\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O})$, б) в промышленности термическим разложением известняка:



2) H_2CO_3 – слабая, неустойчивая угольная кислота:

3) Соли угольной кислоты (карбонаты и гидрокарбонаты): а) кислые соли растворимы лучше средних,

б) соли хорошо гидролизуются: $\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$, в) при прокаливании соли разлагаются:



4) CS_2 – сероуглерод, летучая ядовитая бесцветная жидкость, растворитель:



Самостоятельная работа:

1. У элементов подгруппы углерода с уменьшением атомного номера увеличивается

- 1) электроотрицательность
- 2) число валентных электронов
- 3) заряд ядра
- 4) металлические свойства

2. Оксид углерода (IV) взаимодействует с каждым из двух веществ:

- 1) хлороводородом и гидроксидом калия
- 2) гидроксидом кальция и оксидом натрия
- 3) гидроксидом натрия и серной кислотой
- 4) азотной кислотой и гидроксидом бария

3. Свойства восстановителя проявляет углерод в реакции

- 1) $Mg + CO_2 \rightarrow$
- 2) $FeO + CO \rightarrow$
- 3) $MgO + CO_2 \rightarrow$
- 4) $C + H_2 \rightarrow$

4. Верны ли следующие суждения о химических свойствах углерода?

А. Углерод в реакциях может проявлять свойства как окислителя, так и восстановителя.

Б. Углерод ярче проявляет неметаллические свойства, чем бериллий.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

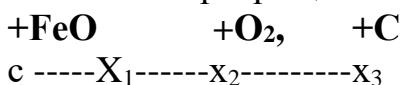
5. Тетраэдрическая форма молекулы метана обусловлена тем, что

- 1) атом углерода находится в состоянии sp^3 -гибридизации данная геометрическая форма соответствует минимуму энергии
- 2) углерод — элемент второго периода
- 3) атом углерода находится в возбуждённом электронном состоянии

6. Не горит в атмосфере кислорода

- 1) оксид углерода (IV)
- 2) оксид углерода (II)
- 3) метан
- 4) ацетилен

7. В схеме превращений



веществом X_3 является

- 1) угарный газ
- 2) углекислый газ
- 3) карбид железа
- 4) карбонат железа

8. Угарный газ в лаборатории получают разложением при нагревании в присутствии серной кислоты

- 1) уксусной кислоты
- 2) муравьиной кислоты
- 3) угольной кислоты
- 4) формальдегида

9. Степень окисления углерода увеличивается в ряду

- 1) C_2H_2, CO, C_6H_6
- 2) $CH_3OH, H_2C_2O_4, CO_2$
- 3) $CaC_2, CaCO_3, KHSO_3$
- 4) $CO, H_2C_2O_4, CH_4$

10. Карбонат калия в растворе не взаимодействует с

- 1) азотной кислотой
- 2) углекислым газом

- 3) сульфатом натрия
- 4) хлоридом меди (II)

11. Не разлагается при прокаливании в муфельной печи при 1000 °C

- 1) карбонат натрия
- 2) карбонат кальция
- 3) гидрокарбонат натрия
- 4) гидрокарбонат кальция

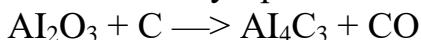
12. Продукты электролиза водного раствора ацетата натрия:

- 1) $\text{HCOONa} + \text{CO}_2$
- 2) $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{NaOH}$
- 3) $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 + \text{NaHCO}_3$
- 4) $\text{CH}_3\text{CH}_3, +2\text{CO}_2, + \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$

13. Метан образуется при взаимодействии с водой

- 1) CaC_2
- 2) Mg_2C_3
- 3) Al_4C_3
- 4) Na_2C

14. В результате прокаливания оксида алюминия с коксом образуется карбид алюминия и угарный газ по схеме



Коэффициент перед формулой восстановителя в этом уравнении равен

- 1) 2
- 2) 5
- 3) 7
- 4) 9

15. 20 мл оксида углерода (II) взорваны с 20 мл кислорода. После взрыва и приведения газов к исходным условиям (25 °C, 1 атм), объёмы газов оказались равными

- 1) 30 мл CO_2 и 5 мл O_2
- 2) 20 мл CO_2 и 10 мл O_2
- 3) 20 мл CO_2 и 15 мл O_2
- 4) 15 мл CO_2 и 20 мл O_2

Кремний

A16. Название элемента 3-го периода, высшая положительная степень окисления которого +4,

- 1) фосфор
- 2) алюминий
- 3) сера
- 4) кремний

17. Верны ли следующие суждения о неметаллах?

- А. Кремний проявляет большую электроотрицательность, чем углерод.
- Б. Кремний ярче проявляет неметаллические свойства, чем сера.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

18. Атомную кристаллическую решётку имеет каждое из двух веществ:

- 1) оксид кремния (IV) и оксид углерода (IV)
- 2) алмаз и кремний
- 3) хлор и иод
- 5) хлорид калия и фторид железа (III)

19. Оксид кремния не входит в состав

- 1) кремнезёма
- 2) речного песка
- 3) гранита
- 4) доломита

20. В ряду химических элементов

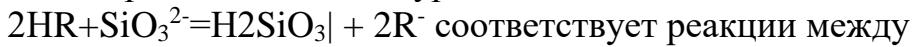
S —* P —► Si —* Al

- 1) уменьшается число электронных слоев в атомах
- 2) усиливаются неметаллические свойства
- 3) увеличивается число протонов в ядрах атомов
- 4) возрастают радиусы атомов

21. Утверждение о том, что структурной частицей данного вещества является атом, справедливо только для

- 5) углекислого газа
- 6) поваренной соли
- 7) оксида кремния
- 8) азота

22. Сокращённое ионное уравнение



- 1) кварцевым песком и соляной кислотой
- 2) силикатом натрия и нитратом кальция
- 3) силикатом натрия и муравьиной кислотой
- 4) речным песком и гидроксидом калия

23. Характер оксидов от основного к кислотному изменяется в ряду

- 1) Na_2O — MgO — Al_2O_3 — SiO_2
- 2) Cl_2O_7 — SO_2 — P_2O_5 — NO_2
- 3) BeO — B_2O_3 — Al_2O_3 — MgO
- 4) CO_2 — B_2O_3 — Al_2O_3 — Li_2O

24. Не взаимодействуют друг с другом при комнатной температуре

- 1) CaO и H_2O
- 2) SiO_2 и H_2O
- 3) Na и H_2O
- 4) Ca и H_2O

25. Полностью разлагается водой

- 1) CCl_4
- 2) CS_2
- 3) SiCl_4
- 4) PCl_2

26. Кремний образует бинарное соединение, входящее в состав искусственных абразивных материалов. Этим соединением является

- 1) карбид кремния
- 2) оксид кремния
- 3) нитрид кремния
- 4) фторид кремния

27. Со щелочами при нагревании реагирует

- 1) Si
- 2) C
- 3) Mg
- 4) Fe

28. С оксидом кремния реагирует кислота

- 1) фтороводородная
- 2) хлороводородная
- 3) бромоводородная
- 4) иодоводородная

29. Для получения фосфора фосфат кальция прокаливают без доступа воздуха с углеродом. Обязательный компонент этой смеси

- 1) SiO_2
- 2) Na_2SiO_3
- 3) SiCO_3
- 4) Si

30. При пропускании углекислого газа через раствор силиката натрия наблюдается его помутнение из-за образования осадка

- 1) SiO_2
- 2) H_2SiO_3
- 3) SiCO_3 ,
- 4) NaHSiO_3

31. Установите соответствие между формулой карбида и органическим продуктом его реакции с водой

Формула карбида

- А) Al_4C_3
- Б) CaC_2
- в) Mg_2C_3
- Г) Na_2C_2

Органический продукт реакции

- 1) CH_4
- 2) C_3H_4
- 3) C_2H_2

32. Установите соответствие между символом химического элемента и формулами его водородного соединения и высшего гидроксида.

**Символ элемента
высший гидроксид**

**Водородное соединение,
высший гидроксид**

- | | |
|----|---|
| Si | 1) $\text{H}_4\text{Э}$, $\text{H}_2\text{ЭO}_3$ |
| Te | 2) HЭ , HЭO_4 |
| P | 3) $\text{H}_2\text{Э}$, $\text{H}_2\text{ЭO}_4$ |
| C1 | 4) HЭ , $\text{H}_2\text{ЭO}_4$ |
| 5) | $\text{H}_3\text{Э}$, $\text{H}_3\text{ЭO}_4$ |

33. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом, которое является в ней восстановителем.

Схема реакции

Восстановитель

- | | |
|--|------------------|
| Si + C — SiC | 1) Si |
| $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | 2) C |
| $\text{SnO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}$ | 3) PbS |
| Г) $\text{GeO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ge} + \text{H}_2\text{O}$ | 4) NO_2 |
| 4) SnO | |
| 5) H ₂ | |

34. Угарный газ реагирует с

- 1) водой
- 2) алюминием
- 3) оксидом железа (III)
- 4) натрием
- 5) железом ,
- 6) пероксидом натрия

35. Верные характеристики кремния:

- 1) имеет атомную кристаллическую решётку
- 2) используется в микроэлектронике
- 3) широко используется при изготовлении аккумуляторов для автомобилей
- 4) его оксид главный компонент речного песка
- 5) при воздействии его паров или пыли может развиться *станноз* — поражение лёгких
- 6) хорошо поглощает рентгеновские лучи

36. В результате сплавления оксида кремния с избытком гидроксида натрия образовалось 9 г воды. Какая масса (г) оксида кремния вступила в реакцию?

Ответ: _____ (Запишите число с точностью до целых.)

37К 20,8 г смеси карбидов кальция и алюминия добавили избыток раствора соляной кислоты. При этом выделилось 8,96 л смеси газов. Определите массовую долю (%) карбида кальция в смеси.

Ответ: _____ (Запишите число с точностью до десятых.)

Азот и его соединения.

В природе встречается в свободном виде (содержание в воздухе – 78 объемных %), в виде минералов (селитры), в нефти, в растительных и животных белках.

Физические свойства.

При обычных условиях N_2 – газ без цвета, запаха и вкуса, t^0 кип.= -195,80C.

Получение азота:

- а) в промышленности – сжижением воздуха,
- б) в лаборатории: $NH_4NO_2 = \uparrow N_2 + H_2O$.

Химические свойства азота и его соединений.

Химическая активность молекулярного азота очень мала, т.к. благодаря тройной ковалентной связи молекула очень прочная ($N\equiv N$). Однако известно много различных соединений для азота, в которых он проявляет степени окисления -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5.

Соединения азота с отрицательными степенями окисления.

Минимальная степень окисления -3

- 1) NH_3 – аммиак – бесцветный газ с резким запахом, легко сжижается.

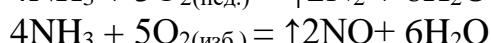
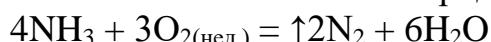
Получение аммиака:

- а) $N_2 + 3H_2 = \uparrow 2NH_3$ (Катализаторы: Fe, Al₂O₃, K₂O)
- б) $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + \uparrow 2NH_3 + 2H_2O$

Химические свойства аммиака:

- а) $NH_3 + H_2O = NH_4OH$ (максимальная концентрация = 25%)
- б) $NH_3 + HCl = NH_4Cl$
(дон.-акц. механизм: $NH_3 + H^+ = NH_4^+$)

в) горение в зависимости от количества кислорода идет по-разному:



- г) в окислительно-восстановительных реакциях аммиак всегда восстановитель: $3CuO + 2NH_3 = 3Cu + \uparrow N_2 + 3H_2O$

2) NH_4OH – гидроксид аммония - слабое основание, неустойчивое, хорошо образует комплексные соединения (аммиакаты):



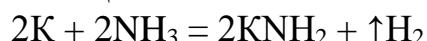
3) Соли аммония:

а) растворы вследствие гидролиза имеют слабокислую реакцию: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{HOH} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ ($\text{NH}_4^+ + \text{HOH} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$)

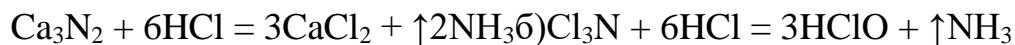
б) термическое разложение солей аммония идет по-разному в зависимости от природы аниона: если анион – окислитель, то реакция разложения идет необратимо:



4) Амиды образуются при замещении атомов Н в аммиаке на металлы:



5) Нитриды известны для металлов и неметаллов и в зависимости от природы по-разному разлагаются:



Степень окисления +3.

1) N_2O_3 - оксид азота (III) или «азотистый ангидрид» - неустойчивая синезеленая жидкость:

а) $\text{N}_2\text{O}_3 = \uparrow\text{NO}_2$ (бурый газ с резким запахом) + $\uparrow\text{NO}$ (бесцветный газ); б) с водой образует неустойчивую кислоту: $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$

2) HNO_2 – азотистая кислота. Существует только в разбавленных водных растворах.

3) Нитриты – соли азотистой кислоты, как и другие соединения N^{+3} в окислительно-восстановительных реакциях, проявляют двойственность:

окислитель: $\text{KNO}_2 + \text{NH}_3 = \uparrow\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ восстановитель: $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Максимальная степень окисления +5

1) N_2O_5 - оксид азота (V) или «азотный ангидрид» - бесцветное кристаллическое вещество; при растворении в воде дает кислоту.

2) HNO_3 – азотная кислота, сильная кислота в водных растворах практически полностью диссоциирует на ионы: $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$.

4) Нитраты – соли азотной кислоты.

Нитраты металлов в зависимости от положения металла в ряду активности разлагаются по-разному:

левее Mg: нитрат = нитрит + $\uparrow\text{O}_2$

Mg – Cu: нитрат = оксид металла + $\uparrow\text{NO}_2 + \uparrow\text{O}_2$ правее Cu: нитрат = металл + $\uparrow\text{NO}_2 + \uparrow\text{O}_2$.

4) все соединения N^{+5} - сильные окислители. Взаимодействие азотной кислоты с металлами:

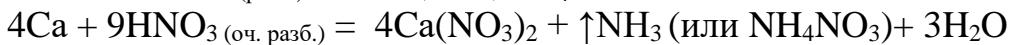
а) ни один металл не выделяет из HNO_3 водород;

б) при обычной t^o пассивируются металлы Al, Zn, Cr, Fe, Pb, Au, Pt;

в) при нагревании с большинством металлов взаимодействует, причем чем активнее металл и разбавленнее кислота, тем сильнее восстановливается N^{+5} : неактивный металл:



Активный металл:



Фосфор и его соединения.

В природе встречается:

а) в виде минералов (фосфориты и апатиты), б) в растительных и животных белках,

в) в тканях мозга и костях. Физические свойства.

Аллотропен:

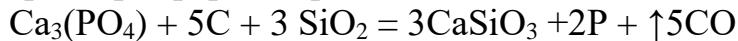
а) белый фосфор (P_4) – тетраэдрическое строение, ядовит, светится в темноте, растворим в сероуглероде; при хранении постепенно переходит в красный фосфор, поэтому его хранят под водой;

б) красный фосфор (P_{2n} – полимер) – существует несколько форм строения, не ядовит, нерастворим в сероуглероде, устойчив при хранении, менее реакционноспособен;

в) черный фосфор – пирамидальное строение, слоистый, похож на графит, полупроводник.

Получение фосфора:

Минерал «фосфорит» прокаливают с коксом и песком:

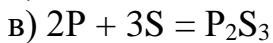
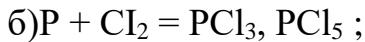
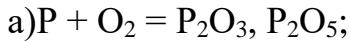


Химические свойства фосфора и его соединений.

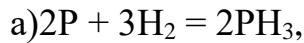
Химическая активность фосфора различна в зависимости от его аллотропной модификации. Основные степени окисления: -3, +1, +3, +5.

1) Реакции фосфора с простыми веществами:

восстановительные свойства

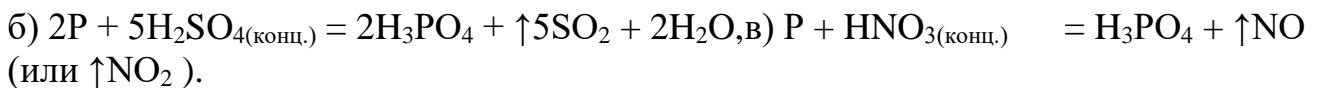


1) окислительные свойства:



2) Реакции фосфора со сложными веществами:

а) реакция с водой не идет,



3) Минимальная степень окисления -3

а) PH₃ – фосфин, ядовитый газ с чесночным запахом,
горит: 2PH₃ + 4O₂ = P₂O₅ + 3H₂O,
с некоторыми кислотами дает соли фосфония: PH₃ + HI = PH₄I б) фосфиды металлов – ионоковалентные соединения

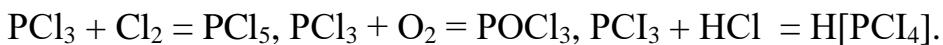


4) Степень окисления +1

H₃PO₂ – фосфорноватистая кислота, сильная; соли – гипофосфиты, хорошо растворимы, хорошие восстановители.

5) Степень окисления +3

- а) P₂O₃ – фосфористый ангидрид, имеет несколько модификаций (P₂O₃)_n, бесцветные ядовитые кристаллы;
б) H₃PO₃ – фосфористая кислота, средней силы;
в) соли фосфиты, растворимы только в щелочных металлах, г) галогениды довольно активны:



6) Максимальная степень окисления +5

- а) P₂O₅ – фосфорный ангидрид, белый порошок, имеет модификацию (P₂O₅)₂, сильное водоотнимающее средство:



- б) HPO₃ - мета, H₄P₂O₇ – пиро, H₃PO₄ – ортофосфорная кислота, средней силы: в) соли мета-, пиро-, орто-фосфаты;
г) галогениды довольно активны:



Кислород и его соединения.

Самый распространённый элемент на Земле: 21% (объемных) в воздухе, входит в состав H₂O, минералов, органических веществ.

Физические свойства. Существует в виде веществ:

- а) «кислород» O₂ – газ без цвета, вкуса, запаха, не ядовит, ; t⁰кип. = -183⁰C; ;
б) «озон» O₃ – голубой газ с резким запахом, ядовит, очень сильный окислитель; t⁰кип. = -111,8⁰C.

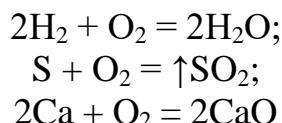
Химические свойства.

1. Только в одной реакции кислород является восстановителем:

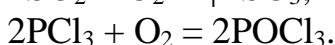
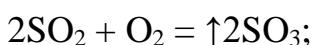


2. Во всех остальных случаях кислород – окислитель, особенно если он находится в атомарном состоянии:

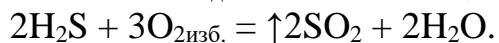
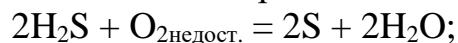
а) окисление простых веществ:



б) окисление сложных веществ



в) Горение сложных неорганических веществ



г) Горение органических веществ



Кислород применяется в медицине для поддержания жизни больных с затрудненным дыханием и для лечения некоторых заболеваний.

Самостоятельная работа:

1. О химическом элементе, а не о простом веществе азот идёт речь в выражении

- 1) азот является составной частью воздуха
- 2) взрывчатое вещество тротил содержит азот
- 3) газообразный азот имеет меньшую плотность, чем кислород
- 4) жидкий азот иногда используется для замораживания продуктов

2. Не содержит в своём составе азот

- 1) сульфат аммония
- 2) целлюлоза
- 3) белок
- 4) нитрат натрия

3. Концентрированная азотная кислота при комнатной температуре реагирует с

- 1) сталью
- 2) алюминием
- 3) хромом
- 4) медью

4. Несолеобразующий оксид

- 1) FeO
- 2) SO_3
- 3) N_2O
- 4) N_2O_5

5. Гидроксид меди (II) в водном растворе реагирует с

- 1) N_2
- 2) N_2O
- 3) NO_2
- 4) NO

6. В схеме превращений



нагревание необходимо для проведения химических реакций

- 1) 1, 3,4
- 2) 1,2,3
- 3) 1,2,4
- 4) 2, 3,4

7. В схеме реакции



веществом «X» является

- 1) оксид азота (IV)
- 2) оксид азота (II)
- 3) азот
- 4) оксид азота (III)

8. Свойства азотной кислоты проявляет смесь водных растворов

- 1) нашатырного спирта и соляной кислоты
- 2) нитрата калия и серной кислоты
- 3) нитрита натрия и гидроксида натрия
- 4) нитрата калия и гидроксида натрия

9. Взаимодействуют друг с другом при комнатной температуре и нормальном давлении

- 1) диметиламин и иодоводород
- 2) аммиак и кислород
- 3) азот и водород
- 4) кислород и азот

10. Кислотные дожди являются следствием промышленных и автомобильных выбросов в атмосферу. Причиной кислотных дождей являются

- 1) NO₂ и SO₂
- 2) SO₂ и CO
- 3) CO и CO₂
- 4) CO₂ и NO₂

11. Атмосферный азот реагирует

- 1) с натрием и литием
- 2) литием и магнием
- 3) магнием и железом
- 4) железом и натрием

12. Азот нельзя получить в результате

- 1) разложения нитрита аммония
- 2) горения аммиака в кислороде
- 3) разложения нитрата аммония
- 4) оксида меди с аммиаком

13. Смешали равные объёмы газов: аммиака, азота и метиламина. Смесь, объёмом 1,2 л, пропустили через избыток раствора соляной кислоты. Объём полученного газа (л) равен

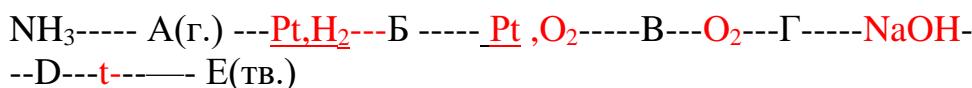
- 1) 1,0
- 2) 0,4
- 3) 0,8
- 4) 1,2

14. Золото можно растворить в смеси кислот

- 1) азотной и серной
- 2) азотной и фосфорной

- 3) азотной и соляной
- 4) азотной и борной

15. В схеме превращений конечным продуктом «Е» является



- 1) нитрит натрия
- 2) нитрат натрия
- 3) оксид натрия
- 4) нитрид натрия

17. Азот проявляет свойства восстановителя в реакции с

- 1) кислородом
- 2) литием
- 3) водородом
- 4) магнием

18. Только восстановителем (за счёт азота) в химических реакциях может быть вещество, формула которого

- 1) NH_3
- 2) N_2
- 3) NO
- 4) HNO_3

19. Азотная кислота не реагирует с

- 1) CO_2
- 2) NaOH
- 3) Al(OH)_3
- 4) NH_4

20. Порошок красного цвета, не ядовит, не растворяется в воде, при нагревании быстро загорается с образованием белого дыма, который жадно поглощает воду, образуя кислоту, называется

- 1) оксид фосфора (V)
- 2) фосфор
- 3) фосфорная кислота
- 4) фосфат натрия

21. Плотность паров белого фосфора по водороду равна 62. Молекулярная формула белого фосфора

- 1) P
- 2) P_2
- 3) P_4
- 4) P_8

22. Фосфор отличается от азота тем, что он

- 1) обладает заметной электрической проводимостью
- 2) имеет 5 электронов на внешнем электронном уровне

- 3) не встречается в природе в свободном состоянии
- 4) хорошо растворим в воде

23. При нагревании кристаллического бромида натрия с концентрированной фосфорной кислотой выделяется газ

- 1) PH₃
- 2) Br₂O
- 3) HBr
- 4) Br₂

24. Красный цвет от капли лакмуса приобретает в воде раствор

- 1) оксида фосфора (V)
- 2) белого фосфора
- 3) красного фосфора
- 4) фосфида натрия

25. Наибольшую химическую активность проявляет

- 1) белый фосфор
- 2) красный фосфор
- 3) чёрный фосфор
- 4) азот

26. Считается, что блуждающие огни на кладбищах связаны с самовоспламенением на воздухе

- 1) CH₄
- 2) HF
- 3) NH₃
- 4) PH₃

27. Взрывоопасны смеси фосфора с

- 1) кислородом
- 2) гидроксидом натрия
- 3) бертолетовой солью
- 4) мышьяком

28. При нагревании хлорида фосфора (V) и последующем взаимодействии продуктов этой реакции с водой образуются кислоты

- 1) фосфорная и соляная
- 2) фосфористая и соляная
- 3) фосфорная и фосфористая
- 4) фосфорная, фосфористая и соляная

29. Продуктами реакции хлорида фосфора (V) с уксусной кислотой являются

- 1) CH₃COCl + POCl₃ + HCl
- 2) CH₃CHCl₂ + POCl₃
- 3) CH₃CH₂Cl + PCl₃ + H₂O
- 4) CH₃CCl₃ + POCl₂ + HCl

30. Обычно белый фосфор получают при нагревании фосфата кальция в смеси с

- 1) песком и коксом без доступа воздуха
- 2) песком и коксом с доступом воздуха
- 3) мелом и коксом без доступа воздуха

4) мелом и коксом с доступом воздуха

31. Установите соответствие между химическим элементом и степенями окисления, которые он проявляет в своих соединениях.

Химический элемент *Степени окисления*

- | | |
|-------|-------------------------------|
| A) N | 1) -3, +3, +5 |
| B) P | 2) -3, +1, +2, +3, +5 |
| B) O | 3) -3, -2, +1, +2, +3, +4, +5 |
| Г) Cl | 4) -2, -1, +2 |
| 9) | -1, +1, +3, +5, +7 |

32. Установите соответствие между формулой кислоты и её основностью.

Формула кислоты *Основность*

- | | |
|---|--------------------|
| A) H ₃ PO ₃ | 1) одноосновная |
| B) H ₃ PO ₄ | 2) двухосновная |
| B) HPO ₃ | 3) трёхосновная |
| Г) H ₄ P ₂ O ₇ | 4) четырёхосновная |

33. Установите соответствие между названием аммонийной соли и продуктом её разложения

Название соли *Продукт разложения*

- | | |
|---------------------|---------------------|
| A) нитрит аммония | 1) NH ₃ |
| B) хлорид аммония | 2) N ₂ O |
| B) нитрат аммония | 3) N ₂ |
| Г) дихромат аммония | |

34. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами химической реакции.

Исходные вещества *Продукты реакции*

- | | |
|---|---|
| A) Mg(NO ₃) ₂ — | 1) MgO + NO ₂ + O ₂ |
| B) NH ₄ NO ₂ — | 2) Mg + NO ₂ + O ₂ |
| B) NH ₃ + O ₂ ---- | 3) N ₂ + H ₂ O |
| Г) NH ₃ + O ₂ ----- | 4) NO + H ₂ O |
| 9) | NO ₂ + H ₂ O |

35. Установите соответствие между реагентами и продуктом химической реакции.

Реагенты

- Cu+HNO₃(разб.) —
Cu+HNO₃(конц.) —
Zn+HNO₃(разб.) —
Zn + HNO₃(оч. разб.)

Продукт реакции

1) NH_4NO_3

2) N_2O

3) NO

4) N_2O_5

5) NO_2

36. Аммиак при комнатной температуре реагирует с:

- 1) серной кислотой
- 2) водой
- 3) гидроксидом калия
- 4) хлороводородом
- 5) кислородом
- 6) платиной

37. Азот в лаборатории получают

- 1) реакцией азотной кислоты с магнием (Mg)
- 2) ректификацией воздуха
- 3) разложением нитрита аммония
- 4) разложением дихромата аммония
- 5) разложением хромата аммония
- 6) взаимодействием аммиака с оксидом меди

38. Концентрированная азотная кислота при комнатной температуре реагирует с:

- 1) железом
- 2) алюминием
- 3) медью
- 4) цинком
- 5) латунью
- 6) хромом

39. Какая масса (г) азотной кислоты содержится в 1,5 л её 20%-го раствора плотностью 1,05 г/мл?

Ответ: _____. (Запишите число с точностью до целых.)

40. Если массовая доля (%) фосфора в дигидрофосфате некоторого металла составляет 29,5 %, то какова массовая доля (%) кислорода?

Ответ: _____. (Запишите число с точностью до десятых.)

Сера и её соединения.

В природе встречается в самородном виде; в виде минералов (сульфиды, сульфаты); в нефти; в белках.

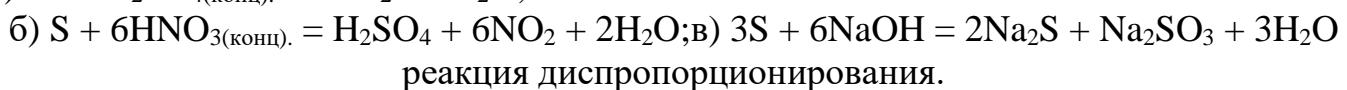
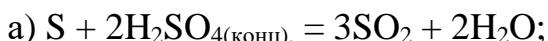
Физические свойства.

Твёрдая, хрупкая, жёлтого цвета, не растворима в H_2O , но растворима в сероуглероде, анилине

Химические свойства.

Соединения, проявляя разные степени окисления, имеют разную окислительно-восстановительную способность.

Сера, взаимодействуя со сложными соединениями, по-разному меняет свою степень окисления:



Соединения серы S^{2-} .

а) H_2S – сероводород, ядовитый газ с запахом тухлых яиц, сильный восстановитель:



б) Раствор H_2S – слабая кислота, диссоциирует по двум ступеням:

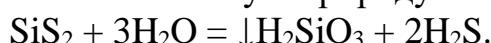


в) Соли – сульфиды; соли щелочных и щелочноземельных металлов хорошо растворимы в воде, подвергаются реакциям гидролиза (гидролизуются).

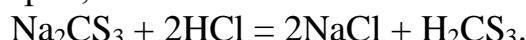
г) Сульфиды металлов проявляют основную природу:



Сульфиды неметаллов проявляют кислотную природу:



д) Тиосоли: похожи на обычные соли, в которых атомы О заменены на S: $Na_2S + CS_2 = Na_2CS_3$ – тиокарбонат натрия;

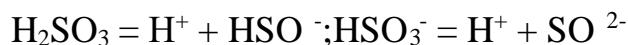


е) Полисульфиды: сера, подобно кислороду в перекисях, может образовывать соли: $Na_2S_{\text{раствор}} + nS = Na_2S_n$ – полисульфид натрия (содержат сульфидные мостики – S - S - S - S -).

Соединения S^{+4} .

а) SO_2 – сернистый газ с резким запахом, ядовит;

б) Раствор SO_2 – сернистая кислота H_2SO_3 , средней силы, диссоциирует по двум ступеням:



в) Соли – сульфиты, хорошо гидролизуются:



г) В окислительно-восстановительных реакциях все эти соединения проявляют двойственность:



Соединения S^{+6} .

а) SO_3 – серный ангидрид, сильный окислитель. Очень энергично реагирует с водой



б) H_2SO_4 – серная кислота, бесцветная маслянистая жидкость; сильная. H_2SO_4 _(конц.) – очень сильный окислитель; обугливает бумагу, сахар, дерево:



Индивидуально её поведение с металлами:

при обычной температуре со многими металлами не взаимодействует («пассивирует» Cr, Fe, Al, Zn, ...);

при повышенной реагирует почти со всеми металлами, кроме Au и Pt.

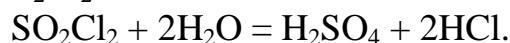
Является очень хорошим водоотнимающим средством, т.к. с водой образует гидраты $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$:

в) Соли: средние – K_2SO_4 (сульфаты); кислые – KHSO_4 (гидросульфаты); купоросы – $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; квасцы – двойные соли, кристаллогидраты $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

Сульфат магния- MgSO_4 (сернокислая магнезия) используется в виде раствора для внутреннего введения и в виде порошка для приготовления раствора для приема внутрь при артериальной гипертензии.

г) Олеум – раствор SO_3 в H_2SO_4 , при этом частично идет реакция: $2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ пироксерная кислота.

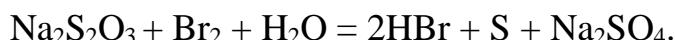
д) Хлористый сульфурил SO_2Cl_2



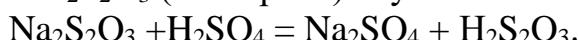
е) Пероксосерные кислоты – содержат перекисные мостики H_2SO_5 – пероксомоносерная, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – пероксадисерная;

сильные окислители.

ж) Тиосульфаты – содержат серу в разных степенях окисления: S^{+6} и S^{-2} ; благодаря наличию S^{-2} соединения являются сильными восстановителями.



Соответствующая кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (тиосерная) неустойчива:



Самостоятельная работа:

1. Кислород наиболее часто проявляет степень окисления (-2). Однако в некоторых соединениях, например, пероксидах и надпероксидах, степень окисления кислорода другая. Степени окисления кислорода в пероксидах и надпероксидах соответственно

- 1) -1; -3
- 2) -0,5; -1
- 3) -1; -0,5
- 4) +1; -1

2. Объем кислорода (н. у.), который можно получить разложением 15,8 г перманганата калия, равен (л)

- 1) 1,12
- 2) 2,24
- 3) 0,56
- 4) 3,36

3. Сырьём для получения кислорода в промышленности служит

- 1) бертолетова соль
- 2) перманганат калия
- 3) воздух
- 4) пероксид водорода

4. Наименьшая массовая доля кислорода содержится в оксиде

- 1) CO
- 2) CuO
- 3) H₂O
- 4) Na₂O

5. При пропускании 20 л кислорода через озонатор 9 % кислорода превратилось в озон, при этом исходный объём газа уменьшился на

- 1) 2 л
- 2) 0,9 л
- 3) 0,18 л
- 4) 0,6 л

6. В уравнении реакции горения красного фосфора в кислороде коэффициент перед окислителем

- 1) 5
- 2) 4
- 3) 2
- 4) 3

7. Объём кислорода (л), необходимый для превращения 6,2 г фосфора в оксид фосфора (V) (н. у.),

- 1) 6,72
- 2) 5,6
- 3) 2,24
- 4) 4,48

8. В химической реакции



кислород является

- 1) окислителем
- 2) восстановителем
- 3) и окислителем и восстановителем
- 4) не окислителем, не восстановителем

9. Нельзя получить кислород в лаборатории при разложении

- 1) (NH₄)₂Cr₂O₇
- 2) KNO₃,
- 3) H₂O₂
- 4) KMnO₄

10. Пероксиды и надпероксиды щелочных металлов используют на космических станциях для обеспечения космонавтов кислородом, путём его регенерации из выдыхаемого углекислого газа. В каком массовом соотношении нужно взять

пероксид и над- пероксид калия, чтобы объём выделившегося кислорода оказался равным объёму поглощённого углекислого газа?

- 1) 1:1
- 2) 1:1,2
- 3) 1:1,29
- 4) 1:2

11. Окислительные свойства пероксида водорода проявляют в реакции с

- 1) Cl_2
- 2) Ag_2O
- 3) KMnO_4
- 4) KNO_2

12. Кристаллическая решётка твёрдого оксида углерода (IV)

- 1) ионная
- 2) молекулярная
- 3) металлическая
- 4) атомная

13. Кислород не вступает в химические реакции с

- 1) H_2
- 2) S
- 3) N_2
- 4) SO_3

14. Озон — очень сильный окислитель, однако он не реагирует с

- 1) KI
- 2) CO_2
- 3) PbS
- 4) H_2S

15. Массовая доля кислорода составляет 47 % в оксиде трёхвалентного элемента

- 1) алюминия
- 2) азота
- 3) железа
- 4) хрома

16. Реагентами для получения серы в лаборатории без нагревания являются

- 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow$
- 2) $\text{CaSO}_4 + \text{C} \rightarrow$
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca} \rightarrow$
- 4) $\text{FeS}_2 + \text{C} \rightarrow$

17. Оксид серы (VI) взаимодействует с каждым из двух веществ:

- 1) вода и соляная кислота
- 2) кислород и оксид магния
- 3) вода и медь
- 4) оксид кальция и гидроксид натрия

18. Полное окисление серы происходит в реакции с

- 1) O_2 (горение)
- 2) Fe'
- 3) HNO_3
- 4) Cl_2 ,

19. Сера не реагирует с

- 1) кислородом
- 2) водородом
- 3) водой
- 4) алюминием

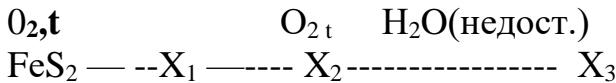
20. При стоянии на воздухе сероводородная вода мутнеет, потому что

- 1) происходит гидролиз сероводорода
- 2) это обратимый процесс, при незначительном нагревании муть (сера) исчезает
- 3) происходит необратимое окисление сероводорода кислородом воздуха
- 4) сероводород вступает в реакцию с углекислым газом, имеющимся в воздухе

21. Сульфид натрия образует характерный чёрный осадок в реакции с

- 1) нитратом свинца (II)
- 2) нитратом кальция
- 3) хлоридом железа (II)
- 4) сульфатом цинка

22. В схеме превращений



веществом « X_3 » является

- 1) серная кислота
- 2) олеум
- 3) оксид серы (VI)
- 4) тиосерная кислота

23. Серная кислота — это

- 1) лёгкая бесцветная маслянистая жидкость
- 2) лёгкая желтоватая подвижная жидкость
- 3) тяжёлая бесцветная маслянистая жидкость
- 4) тяжёлая желтоватая маслянистая жидкость

24. В реакции концентрированной серной кислоты с цинком не образуется

- 1) SO_2
- 2) SO_3 ,
- 3) S
- 4) H_2S

25. Для получения тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ проводят следующую химическую реакцию:

- 1) $S + Na_2SO_4 \longrightarrow$
- 2) $S + Na_2SO_4 \longrightarrow$
- 3) $SO_2 + Na_2SO_3 \longrightarrow$

4) $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow$

26. Реакция, осуществляемая в аппарате Киппа для получения сероводорода:

- 1) $\text{S} + \text{H}_2\text{--H}_2\text{S}$
2) $\text{S}_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} + 2\text{HCl}$
3) $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
4) $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{Zn}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$

27. Сероводород, сгорая в избытке кислорода, образует

- 1) S
 - 2) SO_2
 - 3) SO_3
 - 4) смесь SO_2 и SO_3

28. Жидкостью при комнатной температуре является

- 1) SO_3
 - 2) SO_2
 - 3) H_2S
 - 4) Na_2S

29. Концентрированная серная кислота не реагирует с

- 1) Cu
 - 2) Au
 - 3) C
 - 4) Fe

30. Установите соответствие между химическими элементами и проявляемыми ими степенями окисления в соединениях.

<i>Химический элемент</i>	<i>Степени окисления</i>
A) O	1) -2, +4,+6
B) S	2) -2, +2,+4, +6
B) Se	3) -2,-1,+2
Г) Te	

31. Установите соответствие между схемами реакций и изменением степени окисления окислителей.

Схема реакции

- A) H_2SO_4 (конц.) + Mg — MgSO_4 +
+ H_2S + H_2O

- Б) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{KOH})_2 \pm \text{S} \cdots \text{S}\text{O}_2 \pm \text{H}_2\text{O}$

- B) $S + H_2 \rightarrow H_2S$

$$\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{O}_2$$

Изменение степени окисления окислителя

- | | |
|----|------------------------|
| 1) | $S^{-2} — S^{+4}$ |
| 2) | $S^{+6} \cdots S^{+4}$ |
| 3) | $S^{+4} \cdots S^0$ |
| 4) | $S^{+6} \cdots S^{-2}$ |
| 5) | $S^0 \cdots S^{-2}$ |

32. Установите соответствие между названием природного минерала, содержащего серу, и его формулой.

- | <i>Название минерала</i> | <i>Формула минерала</i> |
|--|-------------------------|
| медный колчедан | 1) FeS_2 |
| пирит | 2) $CuFeS_2$ |
| горькая соль | 3) PbS |
| глауберова соль | 4) $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ |
| 5) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ | |

33. Установите соответствие между реагентами и твёрдым или газообразным продуктом химической реакции.

- | <i>Реагенты</i> | <i>Твёрдый или газообразный</i> |
|-----------------|---------------------------------|
| <i>Продукт</i> | |

- a) $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4$ (разб.) --- 1) H_2S
- b) $Na_2S + H_2SO_4$ (разб.) — 2) H_2
- c) $Na_2SO_3 + H_2SO_4$ (разб.) --- 3) S
- d) $Na_2NO_2 + H_2SO_4$ (разб.) — 4) $NO + NO_2$
- 5) SO_2

34. Установите соответствие между реагентами и веществами, выступающими в роли восстановителей.

- | <i>Реагенты</i> | <i>Восстановитель</i> |
|-----------------------------|-----------------------|
| $SO_2 + NO_2 \rightarrow$ | 1) NO_2 |
| $H_2S + Br_2 \rightarrow$ | 2) H_2S |
| $SO_2 + H_2S \rightarrow$ | 3) Br_2 |
| $S + H_2 \rightarrow \dots$ | 4) SO_2 |
| 9) | H_2 |

35. Концентрированная серная кислота реагирует без нагревания с

- 6) сахарозой
- 7) железом
- 8) алюминием
- 9) сульфатом железа (II)
- 10) хлоридом натрия (тв.)
- 11) полиэтиленом

36. В химическую реакцию с серой вступают:

- 4) Fe

- 5) H₂O
 6) KOH
 7) Hg
 8) N₂
 9) Au

37. Соли, которые подвергаются гидролизу:

- 3) FeS
 4) Na₂SO₄
 5) Na₂S
 6) ZnS
 7) Na₂SO₃
 8) CuSO₄

38. Вычислите молярную массу (г/моль) соли, содержащей 12,17 % N, 4,35 % H, 27,8 % S и кислород.

Ответ: _____. (Запишите число с точностью до целых.)

39. Чему равна масса серы (г), необходимая для получения 200 г 8 %-го раствора 80% в H., 80., (олеума)?

Ответ: _____. (Запишите число с точностью до целых.)

Галогены.

Строение электронной внешнего энергетического уровня: ...ns²np⁵.

⁹F, ¹⁷Cl, ³⁵Br, ⁵³I, ⁸⁵At (радиоактивен). В свободном состоянии существуют в виде двухатомных молекул.

Физические свойства.

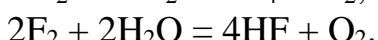
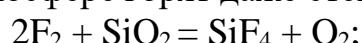
Ядовиты, с резким запахом F₂ – бледно-желтый газ, t⁰кип. = -188,2°C; Cl₂ – зелено-жёлтый газ; t⁰кип. = -34,1°C;

Br₂ – красная жидкость; t⁰кип. = 59,2°C;

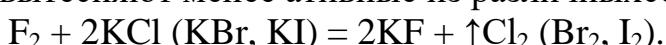
I₂ – фиолетовые кристаллы; t⁰кип. = +185,5°C.

Химические свойства.

Самый активный – F₂, в его атмосфере горят даже стекло и вода:



Более активные галогены в Периодической системе Д.И. Менделеева (как более сильные окислители) вытесняют менее активные из различных соединений:



При растворении галогенов воде и растворах щелочей идут реакции диспропорционирования; в зависимости от температуры получают разные продукты реакции:



Галогеноводороды – все они бесцветные газы.

По ряду: HF – HCl – HBr – HI прочность связи падает и восстановительные свойства растут:



При растворении в воде получают сильные кислоты; HI – самая сильная (исключение составляет слабая фтороводородная кислота:

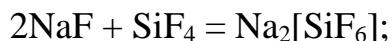


Галогениды элементов имеют различный кислотно-основной характер, который проявляется:

а) в реакциях гидролиза:



б) в реакциях комплексообразования:



по ряду лигандов F⁻; Cl⁻; Br⁻; I⁻ устойчивость комплексов уменьшается.

Галогены в высших степенях окисления:

а) оксиды: Cl₂O; (ClO₂)₂; (ClO₃)₂; Cl₂O₇; б) кислоты: HClO; HClO₂; HClO₃; HClO₄;

Самостоятельная работа:

1. Только отрицательные степени окисления проявляет в соединениях

- 1) F
- 2) Cl
- 3) Br
- 4) I

2. Хлор не вступает в реакцию с

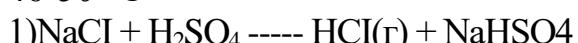
- 1) HF
- 2) HBr
- 3) HI
- 4) H₂O

3. Хлор в лаборатории нельзя получить взаимодействием соляной кислоты с

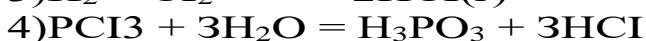
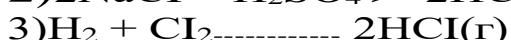
- 1) KMnO₄,
- 2) K₂Cr₂O₇
- 3) MnO₂
- 4) SO₂

4. Промышленный способ получения хлороводорода

40-50 °C



100-120°C



5. Хлорид серебра растворяется в

- 1) воде
- 2) азотной кислоте
- 3) растворе гидроксида натрия
- 4) водном растворе аммиака

6. Не растворяется в водном растворе аммиака

- 1) AgF
- 2) AgCl

3) AgBr

4) AgI

7. В реакции хлора с гидроксидом кальция образуется

1) CaClOH

2) CaCl_2

3) CaCl_2O

4) CaCl_2O_2

8. Хлорная известь используется в быту благодаря своим сильным окислительным свойствам. В результате окислительно-восстановительной реакции она превращается в

1) CaO

2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

3) CaCl_2

4) $\text{CaCl}(\text{OH})$

9. Хлор может образоваться при действии на хлорид натрия концентрированной кислотой

1) фосфорной

2) соляной

3) серной

4) азотной

10. Хлорирование воды на водоочистных сооружениях, как правило, производят растворением в воде

1) хлора

2) хлорной извести

3) хлорки $\text{CaCl}(\text{OCl})$

4) хлороводорода

11. Взаимодействует с раствором бромида натрия

1) нитрат железа (II)

2) нитрат кальция

3) хлор

4) иод

12. Хлороводород можно получить действием

- 1) концентрированной серной кислоты на раствор хлорида натрия
- 2) концентрированной серной кислоты на твёрдый хлорид натрия
- 3) разбавленной серной кислоты на раствор хлорида натрия
- 4) разбавленной серной кислоты на твёрдый хлорид натрия

13. Бромоводород в лаборатории получают реакцией

- 1) брома с хлороводородом
- 2) бромида натрия с концентрированной серной кислотой
- 3) бромида натрия с концентрированной фосфорной кислотой
- 4) бромида натрия с концентрированной соляной кислотой

14. «Царская водка» представляет собой смесь концентрированных соляной и азотной кислот в соотношении

- 1) 3:1**
- 2) 1:3
- 3) 1:1
- 4) 1:2

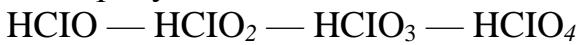
15. Соляная кислота не реагирует с

- a. CaCO_3
- 2) NH_3
- 3) NaOH
- 4) S**

16. Фтор не реагирует при комнатной температуре с

- 1) хлором
- 2) водой
- 3) аргоном
- 4) медью

17. В ряду кислот



окислительные свойства в наибольшей степени выражены у

- 1) HClO
- 2) HClO_2
- 3) HClO_3
- 4) HClO_4**

18. Хлор не реагирует с

- 1) железом
- 2) иодидом калия
- 3) кислородом
- 4) гидроксидом натрия

19. Фтор можно получить

- 1) окислением фторид-ионов свободным хлором
- 2) электролизом расплавов фторидов
- 3) электролизом растворов фторидов
- 4) электролизом расплавов кислородсодержащих солей фтора**

20. Бром можно получить при действии на бромид натрия концентрированной кислотой

- 1) фосфорной
- 2) соляной
- 3) серной
- 4) бромоводородной

21. Происхождение названий: фтор, хлор, бром, иод — связано с признаками соответственно

- 1) самый сильный, жёлто-зелёный, жидкий, фиолетовый
- 2) самый сильный, жёлто-зелёный, тёмно-красный, возгоняющийся
- 3) всеразрушающий, жёлто-зелёный, зловонный, цвет фиалки
- 4) всеразрушающий, жёлто-зелёный, зловонный, коричневый

22. Соли калия $KClO$, $KClO_2$, $KClO_3$, $KClO_4$, называются соответственно

- 1) гипохлорит, хлорит, хлорат, перхлорат
- 2) гинохлорит, хлорат, хлорит, перхлорат
- 3) хлорит, гипохлорит, хлорат, перхлорат
- 4) хлорит, перхлорат, хлорат, гипохлорит

23. Вещества, формулы которых Na_3AlF_6 , NH_4Cl , KCl , Hg_2Cl_2 главные компоненты минералов соответственно

- 1) фторапатит, карналлит, каменная соль, криолит
- 2) криолит, нашатырь, сильвин, каломель
- 3) фторапатит, карналлит, сильвин, криолит
- 4) криолит, нашатырь, каменная соль, каломель

24. Для осуществления превращения

$CaCl_2O \rightarrow Cl_2$ необходимо

- 1) нагреть хлорную известь
- 2) добавить гидроксид натрия
- 3) добавить SiO_2
- 4) добавить серной кислоты

25. В реакции хлора с масляной кислотой образуются

- 1) а-хлормасляная кислота и хлороводород
- 2) р-хлормасляная кислота и хлороводород
- 3) Р-хлормасляная кислота и водород
- 4) а-хлормасляная кислота и водород

26. Установите молекулярную формулу алкена, если продукт его взаимодействия с хлором имеет плотность по азоту 4,54.

- 1) C_2H_4
- 2) C_3H_6
- 3) C_4H_8
- 4) C_5H_{10}

27. Слили растворы $FeCl_3$ и $Pb(NO_3)_2$, содержащие равные количества каждого вещества. Какие ионы содержатся в полученном растворе?

- 1) $\text{Fe}^{3+}, \text{Cl}^-, \text{NO}^{3-}$
- 2) $\text{Fe}^{3+}, \text{NO}^{3-}$
- 3) $\text{Fe}^{3+}, \text{Cl}^-$
- 4) $4\text{Cl}^-, \text{NO}^{3-}$

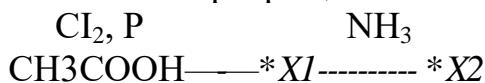
28. При сгорании газообразного органического вещества образовалось 4,48 л углекислого газа, 3,6 г воды и 2 г фтороводорода. Формула этого вещества

- 1) CH_3F
- 2) CH_2F_2
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{F}$
- 4) $\text{C}_2\text{H}_4\text{F}_2$

29. Продукты реакции соляной кислоты с дихроматом калия:

- 1) $\text{CrCl}_3, \text{Cl}_2, \text{KCl}, \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Cr(OH)}_2, \text{Cl}_2, \text{KCl}, \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{KCrO}_2, \text{Cl}_2, \text{KCl}, \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{CrCl}_2, \text{Cl}_2, \text{KCl}, \text{H}_2\text{O}$

30 В схеме превращений



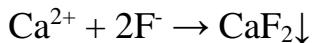
веществом « X_2 » является

- 1) ацетамид
- 2) глицин (аминоуксусная кислота)
- 3) 2-хлорэтанамин
- 4) 2-аминоэтаналь

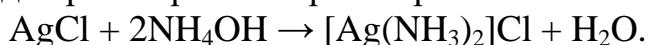
12.1. Качественные реакции на ионы неметаллов

Ионы галогенов.

Фторид-ионы (F^-) в растворе определяются добавлением катионов кальция (Ca^{2+}), наблюдается выпадение белого осадка:



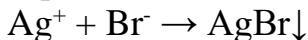
Хлорид-ионы (Cl^-) в растворе определяются добавлением катионов серебра (Ag^+), наблюдается выпадение белого творожистого осадка (об этой реакции говорилось ранее в разделе серебро):



Препараты, содержащие соляную кислоту – HCl применяются в медицине для лечения заболеваний желудочно-кишечного тракта, связанных с пониженной кислотностью.

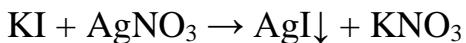
Хлорид кальция – CaCl_2 применяется в медицине при аллергических заболеваниях, заболеваниях кожи, оказывает детоксикационное действие, а также при заболеваниях, связанных с недостатком кальция в организме.

Бромид-ионы (Br^-) в растворе определяются добавлением катионов серебра (Ag^+), наблюдается выпадение слегка желтоватого осадка:

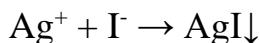


Соединения, содержащие бромид-ион - бромид натрия (NaBr) и бромидкалия (KBr) применяются в медицине в качестве седативного средства при повышенной раздражительности и бессоннице.

Иодид-ионы (I^-) в растворе определяются добавлением катионов серебра(Ag^+), наблюдается выпадение желтого осадка:



Сокращенное ионное уравнение:



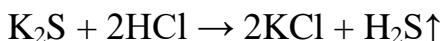
Спиртовой раствор йода - 5% раствор в 70%-ном этиловом спирте применяется в медицине в качестве антисептического средства для обработки кожи при травмах и ранах. Препараты, содержащие иодид калия (KI), применяются в медицине для лечения болезней щитовидной железы, а также входят в состав глазных капель.

Ионы, содержащие серу.

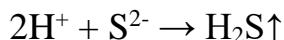
Степень окисления -2:

В сульфид-ионе (S^{2-}) и гидросульфид-ионе (HS^-).

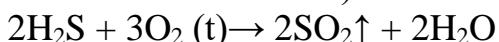
Сульфиды (и гидросульфиды) – это соли сероводородной кислоты, которая является слабым электролитом. Поэтому сильные кислоты вытесняют ее из растворов солей. Выделяется H_2S – сероводород, газ с неприятным запахом тухлых яиц:



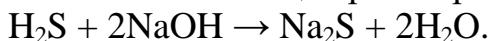
Сокращенное ионное уравнение:



Выделившийся газ (H_2S) на воздухе сгорает синим пламенем (не всмысле, что выделился и сразу сгорел, а если начать сжигать):



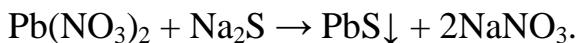
Так же сероводород (H_2S) может быть поглощен растворами щелочей:



Сероводород является хорошим восстановителем, так как сера в нем в низшей степени окисления.

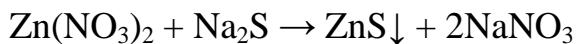
Еще одна особенность ионов S^{2-} позволяет легко определить их в растворе. Ионы S^{2-} образуют осадки со многими тяжелыми металлами.

Классическая реакция с ионами Pb^{2+} . Образуется черный осадок сульфида серы:



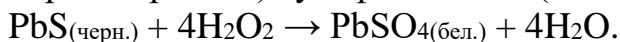
С ионами Cu^{2+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} , Hg^{2+} , Ag^+ и ионами многих других металлов тоже образуются осадки черного цвета.

С ионом Zn^{2+} образуется белый осадок (один из немногих нечерных нерастворимых сульфидов):



Так как сера в сульфид-ионе в низшей степени окисления, она может окислиться. При действии сильных окислителей на сульфиды они окисляются до сульфатов.

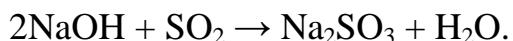
Речь идет о черном осадке сульфида свинца (PbS). Пероксид водорода H_2O_2 (сильный окислитель) превращает черный сульфид свинца в белый (тоже нерастворимый) сульфат свинца (PbSO_4):



Степень окисления +4:

встречается в оксиде серы (IV) (сернистом газе – SO_2), в соответствующей этому оксиду кислоте – сернистой (H_2SO_3 , существующей только в растворе) и в солях сернистой кислоты – сульфИТах и гидросульфИТах.

Сернистый газ (SO_2) – бесцветный газ с резким запахом (по легендам – запахом ада). Его можно почувствовать, чиркнув спичку. Образуется при сжигании серы, сероводородов, сульфидов, серосодержащих органических веществ. При взаимодействии сернистого газа с растворами щелочей образуются соли сернистой кислоты – сульфИТы:



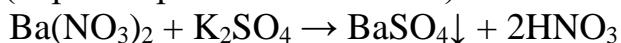
СульфИТ-ионы и гидросульфИТ-ионы в растворе можно обнаружить добавлением сильной кислоты. При этом из раствора сульфита (гидросульфита) вытесняется сернистая кислота: H_2SO_3 , которая не стабильная, поэтому быстро разлагается на воду и соответствующий оксид (SO_2). То есть, если совсем коротко: при действии на сульфиты и гидросульфиты кислот выделяется SO_2 – газ с резким запахом (обесцвечивающий раствор фуксина и фиолетовые чернила):



Степень окисления +6.

встречается в серном ангидриде (оксиде серы (VI) – SO_3), в соответствующей ему серной кислоте (H_2SO_4) и в ее солях, сульфАТах.

Серный ангидрид (SO_3) и серная кислота (H_2SO_4) содержат серу в высшей степени окисления, поэтому являются сильными окислителями. Сульфаты в растворе определяются добавлением катионов бария (Ba^{2+}). Сульфат-ион с катионом бария образует белый осадок (нерастворимый в кислотах):



Препараты, содержащие серу применяются в медицине для лечения заболеваний кожи. Тиосульфат натрия – $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в качестве детоксицирующего противопаразитарного средства.

Ионы, содержащие углерод.

Карбонат-ион CO^{2-} из HCO^- – гидрокарбонат-ион являются анионом

слабой, нестабильной, существующей только в растворе, угольной кислоты. Поэтому она легко вытесняется сильными кислотами из растворов солей (карбонатов и гидрокарбонатов). Вытесняется и тут же распадается на воду и углекислый газ.

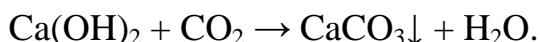
При действии кислот на карбонаты выделяется бесцветный газ без вкуса и запаха:



Выделившийся углекислый газ может быть поглощен раствором щелочи: $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Углекислый газ при пропускании его через известковую воду вызывает ее помутнение.

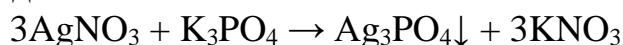
Известковая вода – это профильтрованный раствор гидроксида кальция (гидроксид кальция полностью не растворяется в воде, образуется взвесь, и чтобы получить прозрачный раствор – его фильтруют, для очищения от не растворившихся частиц гидроксида кальция). При взаимодействии гидроксида кальция с углекислым газом образуется нерастворимый карбонат кальция, который и обеспечивает мутность:



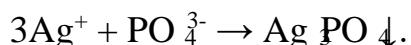
Гидрокарбонат натрия – NaHCO_3 применяется в медицине в качестве раствора для инфузий и как антацидное средство при заболеваниях желудочно-кишечного тракта.

Ионы, содержащие фосфор и кремний.

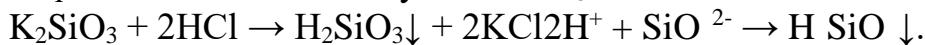
Фосфат-ион (PO^{3-}) – анион ортофосфорной кислоты (H PO_3). В растворе его можно определить добавлением катионов серебра, при этом выпадает интенсивно-желтый осадок:



Сокращенное ионное уравнение:



Силикат-ион (SiO_3^{2-}) – анион кремниевой кислоты (H_2SiO_3), которая являясь слабым электролитом, вытесняется из растворов ее солей. Кроме того, кремниевая кислота малорастворима в воде, поэтому в момент вытеснения ее из раствора соли, появляется гелеобразный осадок – это и будет H_2SiO_3 :



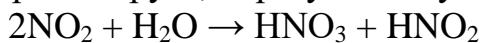
Ионы, содержащие азот.

3 2 3

Оксид азота (VI) (NO_2). Ядовитый газ с неприятным запахом бурого цвета. Образуется: при взаимодействии не очень активных металлов с HNO_3 концентрированной:



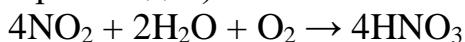
В реакции с водой диспропорционирует, образуя азотную и азотистую кислоты:



Похожая реакция диспропорционирования происходит при растворении NO_2 в щелочах (образуются не кислоты, а соли этих кислот, нитраты и нитриты соответственно):



В присутствии избытка кислорода реакция идет без образования азотистой кислоты (диспропорционирования не происходит):



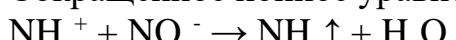
Ион аммония (NH^+). Если добавить к раствору аммония щелочь образуется нестабильный гидроксид аммония, который разлагается. Выделяется аммиак – газ с резким запахом (запах нашатырного спирта):



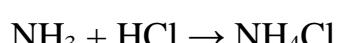
Можно записать сразу:



Сокращенное ионное уравнение:



Выделившийся газ (аммиак) может быть поглощен растворами кислот, образованием солей аммония:



Раствор аммиака в воде с массовой долей 10% (нашатырный спирт) применяется в медицине ингаляционно, наружно и внутрь.

Для возбуждения дыхания и выведения из обморочного состояния осторожно подносят к ноздрям небольшой кусок марли или ваты, смоченный раствором.

Для индукции рвоты (особенно при отравлении алкоголем) разбавленный раствор нашатырного спирта (5-10 капель на 100 мл воды) назначают внутрь.

При укусах насекомых применяется в виде примочек или линимента.

При невралгиях и миозитах применяют наружно для растирания (в виде аммиачного линимента). Нашатырный спирт оказывает отвлекающее действие, раздражая рецепторы кожи.

Самостоятельная работа:

1. Имеют по одному электрону на внешнем электронном уровне в основном состоянии атомы

- 1) Fe и Zn
- 2) Zn и Cr
- 3) Cr и Cu
- 4) Cu и Fe

2. Вытесняет железо из сульфата железа (II)

- 1) Cu
- 2) Sn
- 3) Ag
- 4) **Zn**

3. При прокаливании гидроксида цинка с гидроксидом калия образуется

- 1) KZnO₂
- 2) **K₂ZnO**
- 3) KZnO
- 4) K₂ZnO₂

4. Цинк из его оксида нельзя восстановить

- 1) углеродом
- 2) оксидом углерода (II)
- 3) калием
- 4) железом

5. Для получения хрома из его оксида в роли восстановителя используют каждое из двух веществ:

- 1) алюминий и кремний
- 2) кремний и водород
- 3) водород и углерод
- 4) углерод и алюминий

6. Верны ли следующие суждения о железе и его соединениях?

А. Железо в соединениях проявляет только степень окисления +2.

Б. Оксид железа (III) проявляет окислительные свойства в реакции с оксидом углерода (II).

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) оба суждения верны
- 4) оба суждения неверны

7. Железо нельзя получить по реакции

- 1) $3\text{FeO} + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Fe}$
- 2) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 3) $\text{FeO} + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$
- 4) $2\text{FeO} + \text{S} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{SO}_2$

8. Реакция, не происходящая в доменном процессе,

- 1) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$
- 2) $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO}_2$
- 3) $3\text{FeO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \backslash$
- 4) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow 3\text{FeO} + \text{CO}_2$

9. Для доказательства наличия в растворе ионов цинка к нему необходимо добавить раствор

- 1) сульфата натрия
- 2) нитрата натрия
- 3) сульфида натрия
- 4) хлорида натрия

10. Латунь — это сплав меди с

- 1) цинком
- 2) оловом
- 3) никелем
- 4) хромом

11. Раствор хлорида железа (III) реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) Cu и KI
- 2) KI и FeCl₂
- 3) FeCl₂ и Ag
- 4) Ag и Cu

12. Хромат калия в химической лаборатории можно получить действием на хромит калия

- 1) пероксидом водорода в щелочной среде; хлором в кислой среде
- 2) пероксидом водорода в щелочной среде; хлором в щелочной среде
- 3) пероксидом водорода в кислой среде; хлором в щелочной среде
- 4) пероксидом водорода в кислой среде; хлором в кислой среде

13. Выберите правильное окончание утверждения.

При добавлении к раствору хромата калия серной кислоты хромат превращается в

- 1) хромит и окраска изменяется с оранжевой на жёлтую
- 2) хромит и окраска изменяется с жёлтой на оранжевую
- 3) дихромат и окраска изменяется с оранжевой на жёлтую
- 4) дихромат и окраска изменяется с жёлтой на оранжевую

14. Смесь дихромата калия и концентрированной серной кислоты нередко называют хромовой смесью. Заменять концентрированную серную кислоту на концентрированную соляную кислоту нельзя, потому что

- 1) максимальная массовая доля HCl в соляной кислоте составляет 38 %, а серная кислота бывает полностью безводной
- 2) соляная кислота сама реагирует с дихроматом калия по уравнению $K_2Cr_2O_7 + 14HCl \rightarrow 3Cl_2 + 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O$
- 3) серная кислота обладает водоотнимающими свойствами, а соляная кислота — нет
- 4) концентрированная серная кислота проявляет окислительные свойства, а концентрированная соляная кислота — нет

15. Гидроксид хрома (III) проявляет амфотерный характер, следовательно, он растворяется

- 1) в воде и бензоле
- 2) бензоле и соляной кислоте
- 3) соляной кислоте и растворе гидроксида натрия
- 4) растворе гидроксида натрия и воде

16. При окислении этанола оксидом меди (II) образуется

- 1) формальдегид
- 2) ацетон
- 3) уксусная кислота
- 4) ацетальдегид

17. Наиболее ярко окислительные свойства перманганат калия проявляют в среде

- 1) сильно щелочной
- 2) слабо щелочной
- 3) нейтральной
- 4) кислой

18. Гидроксид железа (II) на воздухе в присутствии воды

- 1) разлагается с образованием FeO
- 2) на воздухе легко окисляется до Fe(OH)_3
- 3) реагирует с парами воды, образуя кристаллогидрат $\text{Fe(OH)}_3 \text{n(H}_2\text{O)}$
- 4) разлагается с образованием Fe_2O_3

19. Качественная реакция на катион Fe^{3+} :

$\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{SCN}$ является

- 1) необратимой, так как при добавлении к раствору новой порции тиоционата аммония наблюдается усиление красной окраски
- 2) обратимой, так как с течением времени красный цвет раствора исчезает
- 3) обратимой, так как при добавлении к полученному раствору гидроксида натрия красная окраска исчезает и образуется бурый осадок гидроксида железа (III)
- 4) необратимой, потому)' что осадок со временем оседает на дно пробирки

20. При кипячении раствора перманганата калия с изопропилбензолом в присутствии серной кислоты образуются

- 1) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH} + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}(\text{CH}_2\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK} + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK} + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH}$

21. В химической лаборатории оксид хрома (III) получают разложением

- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 2) K_2CrO_4
- 3) KCrO_2
- 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$

22. Оксид хрома (VI) можно получить в результате взаимодействия концентрированной серной кислоты с каждым из двух веществ:

- 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и Cr_2O_3
- 2) Cr_2O_3 и Cr
- 3) Cr и K_2CrO_4
- 4) K_2CrO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

23. Оксид хрома(III) используется для изготовления абразивных материалов (паст ГОИ), так как его кристаллическая решётка

- 1) молекулярная
- 2) ионная
- 3) атомная
- 4) металлическая

24. Оксид хрома (III) реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) кальцием и алюминием
- 2) алюминием и серебром
- 3) серебром и чугуном
- 4) чугуном и кальцием

25. Оксид хрома (VI) не реагирует с

- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

- 2) Mn_2O_7
3) Cr
4) CH_3CHO

26. Аммиачный раствор оксида серебра реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) NaI и KF
2) KF и $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (сахароза)
3) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (сахароза) и CHOCNO
4) CH_3CHO и $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (глюкоза)

27. Верны ли следующие суждения?

А. При восстановлении перманганата калия в сильнощелочной среде образуется MnO_2

Б. Восстановление марганца в кислой среде протекает до образования бесцветного иона Mn^{2+} .

- 1) верно только А
2) **верно только Б**
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны

28. Формула карбида железа (цементита)

- 1) FeC_2
2) Fe_3C
3) Fe_4C_3
4) Fe_2C_3

29. Продуктом химической реакции



является вещество голубовато-зелёного цвета

- 1) $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$
2) Cu_2CO_3
3) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
4) CuCO_3

30. Продукты реакции концентрированной серной кислоты с хлоридом железа (II)

- 1) сульфат железа (III) + диоксид серы + хлороводород + вода
2) сульфат железа (II) + хлороводород + вода
3) сульфат железа (III) + диоксид серы + хлор + вода
4) сульфат железа (II) + хлор + вода

31. Установите соответствие между химическим элементом и его возможными степенями окисления.

Химический элемент *Степени окисления*

- | | |
|-------|------------------------------|
| A) Zn | 1) 0, +2, +4, +6 |
| Б) Cr | 2) 0, +1, +2, +3, +6 |
| В) Mn | 3) 0, +2, +3, +4, +5, +6, +7 |
| Г) Fe | 4) 0, +2 |
| 7) | 0, +2, +3, +6 |

32. Установите соответствие между формулой оксида и его характером.

Формула оксида *Характер оксида*

- | | |
|-----------------------------------|------------------|
| A) FeO | основный |
| Б) CrO | амфотерный |
| В) Cr ₂ O ₃ | кислотный |
| Г) Mn ₂ O ₇ | несолеобразующий |

33. Окрашены в красный цвет:

- | | |
|--------------------------------|----------------------|
| Cr ₂ O ₃ | MnO ₂ |
| FeCl ₃ | Cr(OH) ₂ |
| Cu ₂ O | Fe(SCN) ₃ |

34. Гидроксид меди (II) реагирует с:

- Глюкозой
- Бромом
- глицерином
- хлороводородной кислотой
- этиленом
- метаном

35. Рассчитайте массовую долю (%) соли в растворе, полученном при растворении 1,3 г хрома в 36,5 г 10 %-го раствора соляной кислоты.

Ответ: _____ (Запишите число с точностью до десятых.)

36. При нагревании 63,2 г перманганата калия получили 3,36 л (н. у.) кислорода. Какова массовая доля (%) неразложившегося перманганата калия?

Ответ: _____ (Запишите число с точностью до целых.)

37. Строение комплексных соединений наиболее просто описывается координационной теорией Вернера. Положение, которое не относится к координационной теории:

- 1) центральное положение в комплексном ионе обычно занимает положительно заряженный ион или атом, который называют комплексообразователем
- 2) вокруг комплексообразователя расположены, или, как говорят, координированы, нейтральные молекулы или ионы противоположного знака, которые носят название лигандов
- 3) число, показывающее, сколько лигандов удерживает комплексообразователь, называется координационным числом комплексообразователя
- 4) свойства вещества определяются не только качественным составом, но и строением (порядком связи между атомами)

38. Продукт растворения хлорида серебра в водном растворе аммиака называется

- 1) хлорид диамминосеребра
- 2) хлорид тетрамминосеребра
- 3) хлорид диаминосеребра
- 4) хлорид тетрамминосеребра

39. Порошок железа при высоком давлении и температуре, не превышающей 100 °С, реагирует с угарным газом. При этом образуется жидкое вещество, формула которого $[Fe(CO)_5]$. Химическое название этого вещества

- 1) пентауглеродаоксид(II) железа
- 2) пентамоноуглеродаоксид железа (II)
- 3) пентакарбонил феррат
- 4) пентакарбонил железо

40. Весьма распространены комплексные соединения, имеющие смешанные лиганды. Вещество, формула которого $[Sn(H_2O)Cl_2]$, называется

- 1) дихлоракваолово (II)
- 2) хлоракваолово
- 3) дихлорид гидратостаннат
- 4) хлорид акваолова

41. Формула хлорида гексаакваалюминия

- 1) $[Al(H_2O)_6]Cl_3$
- 2) $Cl_3[Al(H_2O)_6]$
- 3) $AlCl_3 \cdot 6H_2O$
- 4) $Al(H_2O)_6 \cdot 3Cl_2$

42. Вещество, имеющее формулу $H_2[PtCl_6]$, называется

- 1) гексахлорплатинат диводорода
- 2) гексахлорплатинат (IV) водорода
- 3) гексахлоридо-дигидридо платина
- 4) гексахлорид-диводорода платина (IV)

43. Простейшим комплексным соединением является ион аммония. Выберите верное завершение следующей фразы: в хлориде аммония

- 1) все связи образовались по донорно-акцепторному механизму
- 2) имеются только ковалентные полярные связи
- 3) имеются донорно-акцепторные и ионные связи
- 4) имеются ионная и ковалентные полярные связи

44. При добавлении водного раствора амиака к голубому раствору сульфата меди наблюдается

- 1) обесцвечивание раствора
- 2) выпадение осадка
- 3) образование интенсивно окрашенного синего раствора 4.) отсутствие видимых изменений

45. Качественной реакцией на соли аммония является появление запаха амиака при добавлении к ним растворов щелочей. Но часто из-за низкой концентрации соли и хорошей растворимости амиака в воде запах бывает трудно обнаружить. В этом

случае можно использовать реагент Несслера. В щелочной среде с солями аммония он образует жёлто-бурый осадок. Формула реагента Несслера $K_2[HgI_4]$

- 1) $K_2[HgI_2]$
- 2) $K[HgI_2]$
- 3) $K[HgI_4]$

46. В промышленности алюминий получают электролизом оксида алюминия в расплаве криолита. Формула криолита

- 1) $Na_4[AlF_6]$
- 2) $Na_3[AlF_6]$
- 3) $Na[AlF_4]$
- 4) $Na_2[AlF_5]$

47. Продуктами реакции алюминия с раствором гидроксида натрия являются

- 1) $NaAlO_2 + H_2O$
- 2) $Na[Al(OH)_4] + H_2O$
- 3) $Na[Al(OH)_4] + H_2(g.)$
- 4) $NaAlO_2 + H_2(g.)$

48. Для получения гидроксида цинка из $Na_2[Zn(OH)_4]$ на него нужно действовать

- 1) углекислым газом
- 2) гидроксидом натрия
- 3) карбонатом натрия
- 4) аммиаком

49. Жёлтая кровяная соль является реагентом на катион железа (III). В этой реакции выпадает синий осадок. Формула вещества, выпадающего в осадок,

- 1) $Fe_2[Fe(CN)_6]_3$
- 2) $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$
- 3) $KFe[Fe(CN)_6]$
- 4) $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$

50. Доказательством амфотерности гидроксида хрома является его растворение в растворах щелочей. Формулу образующейся комплексной соли записывают обычно двумя способами. Принятому написанию этого вещества соответствует каждая из двух формул:

- 1) $K_2[Cr(OH)_5]$ и $K_3[Cr(OH)_6]$
- 2) $K_3[Cr(OH)_6]$ и $K[Cr(OH)_4]$
- 3) $K[Cr(OH)_4]$ и $K[Cr(OH)_6]$
- 4) $K[Cr(OH)_6]$ и $K_2[Cr(OH)_5]$

51. Выберите правильное завершение следующего утверждения: берлинская лазурь и турнбулева синь — это

- 1) разные вещества
- 2) система, которая находится в равновесии
- 3) $Fe_4[Fe(CN)_6]_3 = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 + Fe[Fe(CN)_6]$ (вода, р-р)
- 4) вещества переменного состава, относящиеся к бертоллидам
- 5) одно и то же вещество, общая формула которого $KFe[Fe(CN)_6]$

52. Валентность и степень окисления железа в комплексном ионе $[Fe(CN)_6]^{3-}$ соответственно равны

- 1) VI, +3
- 2) III, +3
- 3) VI, +2
- 4) III, +6

53. Правильная формула дигидрат хлорида дихлоротетрааквахрома (III)

- 1) $[Cr(H_2O)_4]Cl_2 \cdot 2H_2O$
- 2) $[Cr(H_2O)_2Cl_2]Cl(H_2O)_4$
- 3) $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$
- 4) $[Cr(H_2O)_4Cl]Cl_2 \cdot 2H_2O$

54. Приготовили эквимолярные растворы указанных ниже веществ. Наибольшей электропроводностью обладает

- 1) $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$
- 2) $[PtCl_2(NH_3)_4]Cl_2$
- 3) $[PtCl_3(NH_3)_3]Cl$
- 4) $[PtCl_4(NH_3)_2]$

55. Координационное число комплексообразователя в три(оксала- то)хром(III)-анионе $[Cr(C_2O_4)_3]^{3-}$ равно

- 1) 3
- 2) 4
- 3) 5
- 4) 6

56. Продукты реакции этанола с аммиачным раствором оксида серебра

- 1) $CH_3COOH + Ag + NH_3 + H_2O$
- 2) $CH_3OCNH_3 + Ag + NH_3 + H_2O$
- 3) $CH_3COOH + Ag + H_2O$
- 4) $CH_3OOH + Ag + NH_4OH$

57. Степень окисления комплексообразователя в соединении

$[Co(NH_3)_5Cl](NO_3)_2$ равна

- 1) 0
- 2) +1
- 3) +2
- 4) +3

58. Для умягчения воды в стиральные порошки добавляют комплексообразователь — триполифосфат натрия $Na_5P_3O_{10}$

Триполифосфат натрия связывает ионы

- 1) Ca^{2+} и Mg^{2+}
- 2) Mg^{2+} и Fe^{2+}
- 3) Fe^{2+} и Na^+
- 4) Na^+ и Ca^{2+}

59. Комплексный катион содержится в веществе

- 1) $K_2[CuCl_4]$

- 2) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
- 3) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- 4) $\text{K}_3[\text{AlF}_6]\text{A}_2\text{O}_4$.

60. Для характеристики устойчивости комплексных соединений обычно используют константу устойчивости (K_y) или константу нестойкости (K_h). Правильное утверждение:

- 1) чем меньше значение K_y , тем более прочный комплексный ион
- 2) чем больше значение K_y , тем менее прочный комплексный ион
- 3) чем меньше значение K_h , тем прочнее комплексный ион
- 4) чем меньше значение K_h , тем менее прочный комплексный ион

61. Нельзя синтезировать комплексное соединение из реагентов

- 1) $\text{Fe}(\text{CN})_2 + 4\text{KCN}$ —
- 2) $\text{AgCl} + 2\text{NH}_3$ —
- 3) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH}$ —
- 4) $\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH}$ —

62. Некоторые комплексные ионы могут разрушаться при действии различных реагентов. Так, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ разрушается при действии

- 1) серной кислоты
- 2) хлорида натрия
- 3) гидроксида натрия
- 4) сульфата магния

63. Механизм образования координационной связи

- 1) обменный
- 2) только донорно-акцепторный
- 3) и донорно-акцепторный и обменный
- 4) ни донорно-акцепторный, ни обменный

64. Комплексное соединение или ион, в котором платина проявляет степень окисления, отличную от её степени окисления в других приведённых соединениях,

- 1) $\text{H}[\text{PtCl}_5]$
- 2) $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$
- 3) $[\text{PtCl}_4]^{2-}$
- 4) $[\text{PtCl}_6]^{2-}$

65. Комплексное соединение, относящее к пи-комплексам и имеющее «сэндвичевую» структуру, — это

- 1) ферроцен
- 2) гемоглобин
- 3) хлорофилл
- 4) берлинская лазурь

66. Формула комплексона(II) — этилендиаминтетрауксусной кислоты — реагента, широко используемого в аналитической химии,

- 1) $\text{HOOCCH}_2-\text{NHCNCH}_2\text{NHCNCH}_2\text{COOH}$
- 2) $\text{HOOCCH}_2-\text{NHCH}=\text{CHNH}-\text{CH}_2\text{COOH}$



67. Установите соответствие между терминами и их определениями.

Термин

- 1) лиганд
- 2) Б) комплексообразователь
- 3) координационное число
- 4) Г) дентатность

Определение

- 1) суммарное число связей лигандов, непосредственно присоединённых к комплексообразователю
 - 2) число координационных мест, которое может занимать один лиганд
 - 3) центральный атом или ион координационного соединения, образующий остов внутренней сферы
 - 4) число атомов или групп атомов, находящихся за пределами внутренней сферы
 - 5) атом или группа атомов, в определённом порядке координированных около центрального атома или иона
68. Установите соответствие между формулой и названием лиганда.

Формула лиганда

Название лиганда

- | | |
|---------------------|-------------|
| A) H ₂ O | 1) аммин |
| Б) NH ₃ | 2) гидрато |
| В) CO | 3) карбонил |
| Г) NO | 4) нитрозил |
| 10) | Аква |
| 11) | |

69. Установите соответствие между формулой комплексного иона и степенью окисления комплексообразователя.

Формула

Степень окисления

- | | |
|---|-------|
| A) [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ | 1) 0 |
| Б) [Cr(NH ₃) ₆] ³⁺ | 2) +1 |
| В) [PtCl ₂ (NH ₃) ₂] | 3) +2 |
| Г) [Cu(NH ₃) ₉] ¹⁺ | 4) +3 |
| 5) +4 | |

70. Установите соответствие между формулой и названием комплексного соединения.

<i>Формула</i>	<i>Название</i>
A) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	1) хлорид гексаамминкобальта (III)
Б) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	2) тетрахлорокадмиаткадмия
В) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{NCS})_6]$	3) гексанитритокобальтат(III) натрия
Г) $\text{NH}_4[\text{AuCl}_4]$	4) тетрахлороаурат(III) аммония
10)	гексароданохромат(III) калия

71. Установите соответствие между формулой комплексного иона и его пространственным строением.

<i>Формула</i>	<i>Пространственное строение</i>
A) $[\text{TiCl}_6]^{2-}$	1) плоскоквадратный
Б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]^{4+}$	2) тетраэдрический
В) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	3) октаэдрический
Г) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	

72. По донорно-акцепторному механизму образовались ионы:

- 1) OH^-
- 2) NH_4^+
- 3) H_3O^+
- 4) SiO_3^{2-}
- 5) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- 6) CrCl_6^{3-}

73. Ионное строение имеют:

- 1) $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$
- 2) $\text{K}_3[\text{CrCl}_6]$
- 3) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$
- 4) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
- 5) $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$
- 6) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

74. Координационное число, равное четырём, имеют:

- 1) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
- 2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$
- 3) $\text{K}_3[\text{CrCl}_6]$
- 4) $\text{K}_2[\text{FeCl}_4]$
- 5) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
- 6) $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$

75. Определите массу осадка (г) в реакции 100 г 16,25 %-го раствора хлорида железа (III) с избытком раствора жёлтой кровяной соли.

Ответ: _____ (Запишите число с точностью до десятых.)

Самостоятельная работа:
Тестовые вопросы для итогового контроля:

1. Смешали равные объёмы газов. Наиболее тяжёлая газовая смесь

- 1) водорода с бутаном
- 2) бутана с этаном
- 3) этана с пропаном
- 4) пропана с водородом

2. В воду объёмом 150 мл внесли 2,3 г натрия. Массовая доля полученного в растворе вещества составляет (%)

- 1) 1,51
- 2) 1,53
- 3) 2,62
- 4) 2,67

3. Формула оксида, в котором массовая доля кислорода больше его мольной доли,

- 1) CuO
- 2) NO₂
- 3) SO₂
- 4) P₂O₅

4. Массовая и мольная доля угарного газа в его смеси с неизвестным газом равны. Этим газом является

- 9) хлор
- 1) этан
- 2) диоксид серы
- 3) этилен

5. В метане объёмом 3 л содержится столько атомов водорода, сколько

- 1) молекул водорода в порции массой 2 г атомов водорода в 2 л этана
- 2) атомов кислорода в 7 л углекислого газа
- 3) атомов углерода в 5 л этана

6. Относительная плотность по метану озонированного кислорода равна 2,2. Объёмная доля кислорода равна (%)

- 1) 40
- 2) 60
- 3) 75
- 4) 80

7. Температура кислорода массой 2 г, занимающего объём 2 л при нормальном давлении, равна (°C)

- 1) 35
- 2) 48
- 3) 117
- 4) 120

8. При давлении 2 атм и температуре 127 °C 32 г метана занимают объём (л)

- 1) 30

- 2) 28
- 3) 32,8
- 4) 20

9. В 1 мл азота при давлении 127 590 Па и температуре 27°C число атомов примерно равно

- 1) $6 \cdot 10^{19}$
- 2) $4,6 \cdot 10^{18}$
- 3) $3 \cdot 10^{12}$
- 4) $4,4 \cdot 10^{19}$

10. Чтобы получить газовую смесь по плотности равную гелию, к 12 л водорода необходимо добавить метана (л)

- 1)** 1
- 2) 2
- 3) 4
- 4) 8

11. Массовая доля кислорода в образце аммиачной селитры составляет 50%. Массовая доля примесей равна (%)

- 1) 16,0
- 2) 16,67
- 3)** 20,0
- 4) 14,3

12. Массовая доля серной кислоты (%) в её растворе с концентрацией 8 моль/л, при плотности раствора 1,44 г/см³, равна

- 1) 25,22
- 2) 43,77
- 3) 38,66
- 4) 54,44

13. Молярная концентрация 62 %-го раствора сахарозы, если его плотность равна 1,45 г/см³, равна

- 1) 2,45
- 2) 2,62
- 3) 2,90
- 4) 3,62

14. Растворимость сульфата меди при 30°C составляет 25 г на 100 г воды. Масса воды (г), в которой нужно растворить 25 г медного купороса, чтобы образовался насыщенный раствор сульфата меди, при данной температуре равна

- 1) 55
- 2) 80
- 3) 100
- 4) 120

15. Массовая доля KOH в растворе (%), в котором на три атома кислорода приходится пять атомов водорода, равна

- 1) 13,33
- 2) 30,33
- 3) 60,87
- 4) 70,83

5) Задачи, решаемые по формулам и уравнениям

16. В реакции 7,2 г сульфата двухвалентного металла с избытком раствора соли бария образовался осадок массой 13,98 г. Этот металл

- 1) цинк
- 2) магний
- 3) медь
- 4) железо

17. Для восстановления некоторого металла из 1,16 г его высшего оксида потребовалось 336 мл (н. у.) водорода. Этот металл

- 1) хром
- 2) вольфрам
- 3) марганец
- 4) кобальт

18. При действии кислоты на 4,66 г смеси железа и цинка получено 1,792 л (н. у.) водорода. Масса (г) железа в смеси равна

- 1) 1,60
- 2) 2,80
- 3) 3,20
- 4) 3,36

19.0дин моль смеси этилена с водородом, имеющей плотность по метану, равную 0,75, нагрели в замкнутом реакторе над платиновым катализатором при 350°C. Через некоторое время содержимое реактора привели к исходной температуре. При этом давление в сосуде уменьшилось на 20%. Чему равен выход продукта (%) реакции?

- 1) 52
- 2) 60
- 3) 70
- 4) 88,8

20. В реактор ввели смесь газообразного углеводорода с кислородом. Объём кислорода вдвое превышает объём, необходимый для полного сгорания углеводорода. После приведения смеси к исходной температуре, при которой всё содержимое реактора находится в газовой фазе, обнаружили уменьшение давления по сравнению с исходным на 5 %. Какой углеводород был взят?

- 1) CH₄
- 2) C₂H₆
- 3) C₃H₈
- 4) C₃H₆

A21. Газ, выделившийся в результате обжига 12 г пирита, растворили в 80 г 10 %-го раствора гидроксида натрия. Массовая доля (%) соли в полученном растворе составляет

- 1) 15,0
- 2) 13,0
- 3) 22,4
- 4) 27,4

22.14,2 г оксида фосфора (V) растворили в 200 г 14 %-го раствора KOH. Массовая доля (%) фосфата калия в растворе

- 1) 9,9

- 2) 10,6
- 3) 19,8
- 4) 21,2

23. Некоторую массу карбоната натрия растворили в рассчитанном количестве 9,8 %-й серной кислоты так, что в растворе оказалось одно вещество — сульфат натрия. Чему равна его массовая доля(%)?

- a.** 10,6
- 2) 12,8
- 3) 13,6
- 4) 14,2

24. 8,4 г карбида магния Mg_2C_3 растворили в 152 г 12 %-го раствора соляной кислоты. Масса (г) выделившегося газообразного вещества равна

- 1) 4,8
- 2) 4,4
- 3) 4,2
- 4) 4

25. 16,8 г карбоната магния растворили в 196 г 25 %-го раствора серной кислоты. Массовая доля (%) серной кислоты в полученном растворе равна

- 1) 14,41
- 2) 13,82
- 3) 11,28
- 4) 12,00

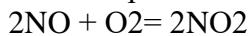
26. Исходные концентрации азота и водорода в реакции



равны соответственно 2 и 7 моль/л. Чему равна равновесная концентрация аммиака (моль/л), если к моменту наступления равновесия прореагировало 10 % N_2 ?

- 1) 1)0,2
- 2) 0,4
- 3) 0,8
- 4) 1,2

27. В закрытом сосуде при некоторой температуре в системе



установилось равновесие при концентрации оксида азота (IV), равной 0,24; кислорода — 1,6; оксида азота (II) — 0,06 моль/л. Чему равна константа химического равновесия?

- a.** 1,0
- 2) 2,5
- 3) 5
- 4) 10

28. Какую массу Na_2O (г) необходимо растворить в 100 г 10 %-го раствора $NaOH$ для получения 20 %-го раствора гидроксида натрия?

- 1) 8,33
- 2) 9,17
- 3) 10,00
- 4) 12,05

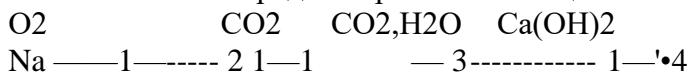
29. Медную монету опустили в раствор хлорида ртути. Через некоторое время её, предварительно вынув из раствора и удалив воду, взвесили, обнаружив увеличение массы монеты на 0,137 г. Какая масса ртути осела на монете?

- 1) 0,064
- 2) 0,137
- 3) 0,201
- 4) 0,265

30. При сжигании смеси метилового и этилового спиртов образовалось 15,68 л (н. у.) углекислого газа. А при взаимодействии такой же массы смеси с избытком металлического натрия выделилось 5,6 л водорода. Определите массу исходной смеси.

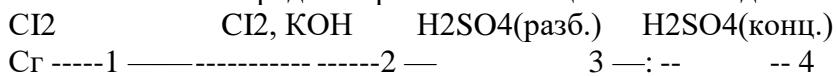
- 1) 9,4
- 2) 14,4
- 3) 16,6
- 4) 18,8

31. Установите порядок образования веществ в последовательности превращений.



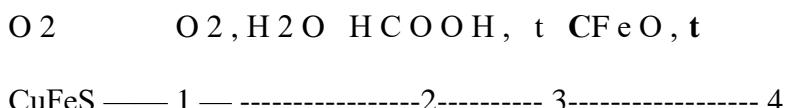
- 1) Na_2CO_3
- 2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- 3) Na_2O
- 4) CaCO_3
- 5) NaHCO_3

32. Установите порядок образования веществ в последовательности превращений.



- 1) KCrO_2
- 2) CrCl_2
- 3) **CrO_3**
- 4) K_2CrO_4
- 5) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 6) **CrO_3**

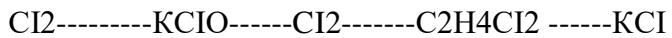
33. Установите порядок образования веществ в последовательности превращений.



- 1)] H₂SO₄
- 2) CuO
- 3) Fe₂O₅
- 4) SO₂
- 5) CO₂
- 6) CO

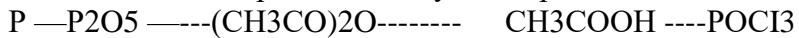
34. Установите порядок действующих реагентов в последовательности превращений.

- 1
- 2
- 3
- 4



- 1) C₂H₄
- 2) K₂CO₃(водн. р-р)
- 3) KCl (водн. р-р)
- 4) H₂SO₄
- 5) C₂H₂
- 6) KOH (спирт, р-р)

35. Установите порядок действующих реагентов в последовательности превращений.



- 1) CH₃COOH
- 2) O₂
- 3) H₂O
- 4) Cl₂
- 5) PCl₅
- 6) PCl₃

36. Оксид азота (IV) реагирует с

- 1) гидроксидом калия
- 2) серной кислотой
- 3) белым фосфором
- 4) оксидом фосфора (V)
- 5) водородом
- 6) оксидом хрома (VI)

37. Оксид серы (VI) реагирует с

- 1) водой
- 2) иодидом калия
- 3) ртутью
- 4) перхлоратом калия
- 5) сероводородом
- 6) оксидом фосфора (V)

38. Бром при комнатной температуре реагирует с

- 1) бензолом
- 2) этиленом
- 3) серной кислотой
- 4) алюминием
- 5) водным раствором фтороводорода
- 6) гидроксидом калия

39. 13 г порошка неизвестного металла образуют 19,4 г сульфида. Этот металл _____

(Запишите название металла в именительном падеже.)

40. В реактор ввели газообразную смесь неизвестного газообразного углеводорода с кислородом в молярном соотношении 1: 3. После того как углеводород полностью сгорел и реактор охладили до исходной температуры 25 °С, давление в реакторе снизилось в 1,6 раза. Этот углеводород — _____. (Запишите название углеводорода в именительном падеже.)

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Аликина, И.Б. Общая и неорганическая химия. лабораторный практикум: учебное пособие для вузов / И.Б. Аликина, С.С. Бабкина, Л.Н. Белова и др. - Люберцы: Юрайт, 2020 - 477с.
2. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. - СПб.: Лань, 2019. - 752с.
3. Бертини, И. Биологическая неорганическая химия: структура и реакционная способность. В 2 т. / И. Бертини. - М.: Бином, 2020. - 1079 с.
4. Гаршин, А.П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: учебное пособие / А.П. Гаршин. - СПб.: Питер, 2022. - 288 с.
5. Егоров, В.В. Неорганическая и аналитическая химия. Аналитическая химия: учебник / В.В. Егоров, Н.И. Воробьева. - СПб.: Лань, 2020. - 144 с.
6. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия: учебник / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. - М.: КД Либроком, 2020. - 592 с.
7. Князев, Д.А. Неорганическая химия: учебник / Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. - Люберцы: Юрайт, 2020. - 592 с.
8. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия в 3 т. т.1. общая химия: учебник для академического бакалавриата / И.В. Росин, Л.Д. Томина. - Люберцы: Юрайт, 2021. - 426 с.
9. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия в 3 т. т.3. химия р-элементов: учебник для академического бакалавриата / И.В. Росин, Л.Д. Томина. - Люберцы: Юрайт, 2021. - 436 с.
10. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия в 3 т. т.2. химия s-, d- и f- элементов: учебник для академического бакалавриата / И.В. Росин, Л.Д. Томина.-Люберцы: Юрайт, 2020. - 492с.
11. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия. современный курс: учебное пособие для бакалавров / И.В. Росин, Л.Д. Томина. - Люберцы: Юрайт, 2020. – 1338с.
12. Смарыгин, С.Н. Неорганическая химия. Практикум: учебно-практическое пособие для академического бакалавриата / С.Н. Смарыгин, Н.Л. Багнавец, И.В. Дайдакова. - Люберцы: Юрайт, 2021. - 414 с.
13. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т. том 1: учебник для академического бакалавриата / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. - Люберцы: Юрайт, 2019. - 292с.
14. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т. том 2: учебник для академического бакалавриата / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. - Люберцы: Юрайт, 2022.-315с.
15. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т: учебник для академического бакалавриата / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. - Люберцы: Юрайт, 2021.-607с.
16. Хрущева, И.В. Общая и неорганическая химия: учебник / И.В. Хрущева, В.И. Щербаков, Д.С. Леванова. - СПб.: Лань П, 2021. - 496 с.