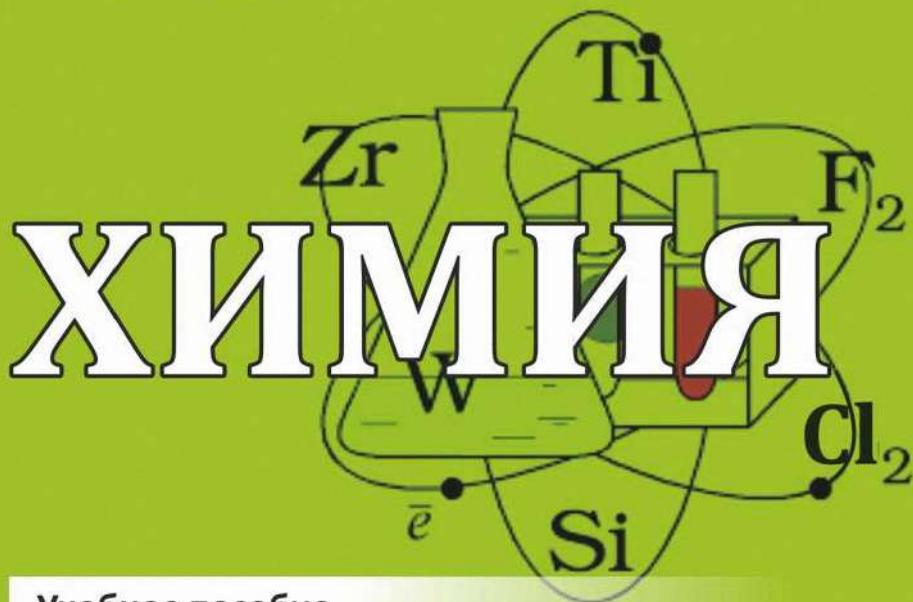


Р.К. АШКЕЕВА
Л.М. ТУГЕЛБАЕВА
Р.Г. РЫСКАЛИЕВА



Учебное пособие

Второе издание, дополненное, переработанное



Р.К. Ашкеева
Л.М. Тугелбаева
Р.Г. Рыскалиева

ХИМИЯ

Учебное пособие

Второе издание, дополненное,
переработанное, стереотипное издание

Алматы
«Қазақ университеті»
2020

УДК 54
ББК 24
А 97

*Рекомендовано к изданию Ученым советом
факультета химии и химической технологии
и РИСО КазНУ им. аль-Фараби
(протокол №4 от 16.04.2019 г.)*

Рецензент

кандидат химических наук, доцент **А.А. Мусабекова**

Ашкеева Р.К.

А 97 Химия: учеб. пособие / Р.К. Ашкеева, Л.М. Тугелбаева, Р.Г. Рыскалиева. – 2 изд., дополн., перераб. – Стер. изд. – Алматы: Казак университеті, 2020. – 216 с.

ISBN 978-601-04-4178-1

Учебное пособие включает основные разделы общей, неорганической и аналитической химии, в каждом из которых приведены основные теоретические положения в доступной форме, описание лабораторных и практических работ, вопросы семинаров, задачи, упражнения и тесты для самостоятельной работы, вопросы для повторения и самоконтроля.

Учебное пособие по дисциплине «Химия» рекомендуется для подготовки к семинарским и лабораторным занятиям, для самостоятельной подготовки студентов нехимических факультетов.

Пособие предназначено студентам 1-2 курсов факультетов биологии и биотехнологии, географии и природопользования, физико-технического и медицинского факультетов вузов.

**УДК 54
ББК 24**

ISBN 978-601-04-4178-1

© Ашкеева Р.К., Тугелбаева Л.М.,
Рыскалиева Р.Г., 2020
© КазНУ им. аль-Фараби, 2020

ВВЕДЕНИЕ

Химия занимает одно из центральных мест среди всех естественных наук. Являясь по своей природе фундаментальной наукой, химия тесно связана с любой отраслью человеческой деятельности. Современное состояние развития общества характеризуется проникновением химии во все сферы жизни. Все люди на производстве, в учебных и медицинских учреждениях, в быту используют принципы и методы химии, разнообразные химические вещества, в той или иной степени сталкиваются с новыми препаратами и материалами. Это вызвано научно-техническим прогрессом и существенно повышает уровень жизни людей. Ошибки в применении этих продуктов могут привести к отрицательным последствиям, нанести ущерб окружающей среде или здоровью каждого из нас. Поэтому химия представляет собой неотъемлемую часть общечеловеческой культуры.

Основной задачей преподавания химии на первых курсах нехимических факультетов является создание у студентов расширенной теоретической базы, обучение их умению рассматривать свойства элементов, соединений и различных материалов, условия прохождения химических реакций с теоретической точки зрения, применяя периодический закон, сведения о строении атома, законы химической кинетики, элементы термодинамики, теорию растворов и т.д.

Изучив курс «Химии», студент должен знать основные стехиометрические законы химии и уметь применять их при решении расчетных задач; уметь, используя периодический закон, описывать электронную конфигурацию атома любого элемента, знать общие закономерности изменения свойств элементов и их соединений, природу химической связи в них; уметь прогнозировать продукты химических процессов, уравнивать окислительно-восстановительные реакции; определять направление протекания химических реакций; знать структуру комплексных соединений; знать основы электрохимии; знать основные свойства металлов и неметаллов, частные реакции на некоторые катионы и анионы, подготовить и провести несложный химический эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.

В данном учебном пособии в доступной форме представлены основной теоретический материал, вопросы семинаров, подробные методические указания к выполнению лабораторных и практических работ. В каждом разделе даются вопросы самоконтроля, разнообразные задачи и упражнения для подготовки, которые будут способствовать формированию химического кругозора студентов.

ТРЕБОВАНИЯ К ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Химическая лаборатория – место повышенной опасности. Чтобы не получить травму при проведении химического эксперимента, нужно неукоснительно соблюдать правила техники безопасности.

1. При пользовании реактивами необходимо знать их основные свойства: огнеопасность, ядовитость, способность к образованию взрывчатых смесей с другими реактивами.

2. Все работы с сильно пахнущими и ядовитыми веществами, с концентрированными растворами кислот и щелочей, со щелочными металлами проводить в вытяжном шкафу.

3. Запрещается исследовать свойства веществ без разрешения преподавателя, а также пить воду из химической посуды.

4. Запрещается выполнение опытов в грязной посуде.

5. Без указания преподавателя нельзя проводить никаких дополнительных опытов.

6. Нельзя нюхать выделяющиеся газы, растворы, близко наклоняясь к сосуду. При определении запаха исследуемого вещества пробирку следует держать в полувытянутой левой руке так, чтобы отверстие находилось ниже уровня носа, и правой рукой направлять к себе слабый ток воздуха.

7. Огнеопасные вещества, такие как водород, кислород, бензин, эфир и др., нужно держать дальше от огня.

8. При использовании реактивов нельзя наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду. Если кислота или щелочь попала на кожу, ее надо сначала нейтрализовать, а затем промыть большим количеством проточной воды.

9. Нельзя наклоняться над сосудом с нагреваемой жидкостью, так как ее может выбросить из сосуда.

10. При нагревании пробирки нельзя держать ее отверстием к себе или в сторону окружающих людей.

11. При переносе химического стакана с горячей жидкостью необходимо стакан держать обеими руками, подложив под дно стакана полотенце.

12. При разбавлении концентрированных растворов серной кислоты необходимо приливать ее тонкой струйкой в воду, а не наоборот.

13. Растворять твердые щелочи надо путем постепенного прибавления их к заранее рассчитанному объему воды.

14. При работе с открытым пламенем (газовые и спиртовые горелки) сосуды с огнеопасными жидкостями необходимо отставлять от пламени на расстоянии не менее 1 м.

15. Отработанные (загрязненные) растворы кислот и щелочей нельзя сливать в канализацию. В лаборатории должны быть специальные сосуды для слива.

16. Нельзя пробовать на вкус даже известные вещества (в том числе поваренную соль, сахар). Предназначенные для технических целей, они могут содержать примеси, ядовитые для человека.

17. Уходя из лаборатории, всегда выключайте газ, свет и воду.

Занятие 1

**ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.
ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ**

Все неорганические вещества делятся на простые и сложные. Простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Сложные вещества делятся на оксиды, основания, кислоты и соли, между которыми существует генетическая связь.

Классификация основных классов неорганических соединений:

1. Оксиды (ЭmOn):

- Основные (Na_2O , CuO , MgO)
- Кислотные (CO_2 , SO_3 , N_2O_5)
- Амфотерные (ZnO , Al_2O_3)

2. Кислоты ($\text{H}_x(\text{Ac})_y$):

по составу:

- Кислородсодержащие – H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4
- Безкислородные – HCl , H_2S , HBr

по основности:

- Одноосновные – HNO_3 , HCl , HBr
- Двухосновные – H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3
- Трехосновные – H_3PO_4

3. Основания ($\text{Me}(\text{OH})_y$):

по составу:

- Однокислотные (NaOH , LiOH , NH_4OH)
- Двухкислотные ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$)
- Трехкислотные ($\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$)

по растворимости:

- Растворимые (щелочи) – NaOH , LiOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- Нерастворимые – $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$,

4. Соли ($\text{M}_{\text{ex}}(\text{Ac})_y$):

- Средние (нейтральные) – NaCl , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- Кислые – NaHSO_4 , Na_2HPO_4

- Основные – MgOHCl , CuOHNO_3
- Двойные – $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$
- Комплексные – $\text{K}_4\text{Fe}[\text{CN}_6]$

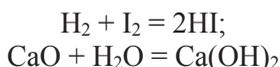
Химических реакции и их классификация. *Химическая реакция, или химическое превращение*, – это процесс, при котором из одних веществ образуются другие вещества. При химических реакциях не происходит превращений атомов одних элементов в другие. Превращения, в результате которых образуются атомы новых элементов (ядерные реакции), являются предметом изучения ядерной физики. Химические реакции можно классифицировать по различным признакам – по составу, условиям протекания, энергетическим характеристикам и т.д.

В зависимости *от состава и числа исходных и полученных веществ* выделяют реакции разложения, соединения, обмена, замещения и нейтрализации.

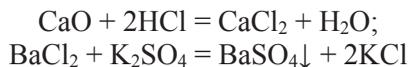
Реакцией разложения называется процесс, при котором из одного вещества образуются два или несколько других. Например:



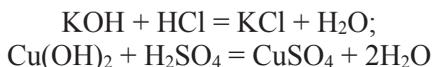
В результате *реакций соединения* из двух или нескольких веществ образуется одно новое. Например,



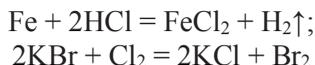
Реакциями обмена называются процессы, при которых реагирующие вещества обмениваются составными частями. Например:



Частным случаем реакций обмена являются *реакции нейтрализации*, которые представляют собой взаимодействие кислот с основаниями. Например:



Реакции замещения протекают с участием простого и сложного веществ, в результате образуются новые простое и сложное вещества. Например,

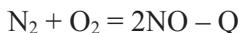


Если в основе классификации химических реакций лежит энергия, то происходит выделение или поглощение теплоты. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются *экзотермическими*. Например:



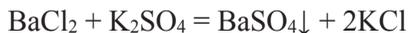
Экзотермическими реакциями являются многие реакции соединения.

Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются *эндотермическими*. Например:

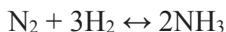


Эндотермическими реакциями являются многие реакции разложения.

Существует классификация химических реакций по признаку их обратимости. Реакции, протекающие в одном направлении и приводящие к практически полному превращению исходных веществ в продукты, являются *необратимыми*. Например:



Обратимые реакции протекают в двух противоположных направлениях и не доходят до конца ни в одном из них. В уравнениях обратимых реакций часто вместо знака равенства ставят знак обратимости. Например:



Большинство химических реакций являются обратимыми.

Если классификация основывается на степени окисления элементов, то различают реакции, которые протекают *без изменения степеней окисления*, например: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$; и реакции, которые протекают *с изменением степеней окисления* (*окислительно-восстановительные*), например: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$.

Реакции соединения с участием простых веществ, а также реакции замещения являются окислительно-восстановительными.

Реакции разложения, соединения сложных веществ могут происходить как без изменения, так и с изменением степеней окисления элементов реагирующих веществ.

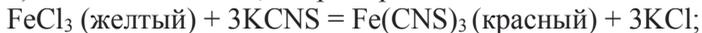
Реакции обмена всегда происходят без изменения степеней окисления.

Различают также гомогенные и гетерогенные реакции. *Гомогенные реакции* протекают в однородной среде, например газе, растворе. *Гетерогенные реакции* протекают на границе раздела фаз, например взаимодействие между твердым веществом и жидкостью.

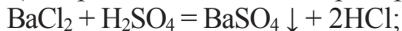
В зависимости от того, по какому принципу классифицируют химические превращения, одна и та же реакция может быть отнесена к различным типам. Например, реакцию $\text{N}_2\text{газ} + 3\text{H}_2\text{газ} \leftrightarrow \leftrightarrow 2\text{NH}_3\text{газ} + \text{Q}$ можно классифицировать как: 1) реакцию соединения; 2) экзотермическую реакцию; 3) обратимый процесс; 4) окислительно-восстановительную реакцию; 5) гомогенный процесс.

Характерными признаками химических реакций являются:

1) изменение цвета, например:



2) образование осадка, например:



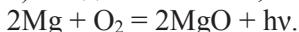
3) выделение газа, например:



4) выделение теплоты, например:



5) выделение света, например:



Вопросы семинара: классификация, способы получения и химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений. Типы химических реакций.

Лабораторные работы:

1. Правила работы в лаборатории.
2. Экспериментальные задачи по основным классам неорганических соединений.
3. Экспериментальные задачи по основным типам химических реакций.

1. Экспериментальные задачи по основным классам неорганических соединений

Вариант 1

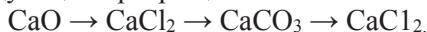
1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что гидроксид магния является основанием.

Вариант 2

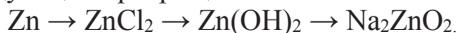
1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что оксид кальция является основным оксидом.

Вариант 3

1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что гидроксид цинка является амфотерным гидроксидом.

Вариант 4

1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что гидроксид алюминия является амфотерным гидроксидом.

Вариант 5

1. Прodelайте реакции, с помощью которых осуществите следующие превращения:



2. Докажите, что оксид углерода (IV) – кислотный оксид.

2. Экспериментальные задачи по основным типам химических реакций

Опыт 1. Реакция соединения: взвесить серу массой 4 г и железо массой 7 г. Тщательно перемешать их в ступке и всыпать полученную смесь в пробирку. Укрепить пробирку вертикально в штативе. Нагреть слегка всю смесь, а затем подогреть ее сильно в одном месте, у дна пробирки. Как только смесь начнет раскаляться, горелку отставить. Какое вещество образуется? Написать уравнения реакции.

Опыт 2. Реакция разложения: в пробирку поместить немного KNO_3 (или NaNO_3). Укрепить ее в штативе горизонтально или слегка наклонно и нагреть. Не прекращая нагревания, внести в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит? Написать уравнения реакции.

Опыт 3. Реакция обмена: в пробирку налить 1-2 мл раствора CuSO_4 , всыпать туда немного железных опилок и взбалтывать жидкость до тех пор, пока она не примет светло-зеленую окраску. Какие вещества образуются в результате этой реакции? Написать уравнения реакции.

Опыт 4. Реакция обмена: в пробирку налить 1-2 мл раствора AgNO_3 и прибавить к нему раствор NaCl . Что наблюдается? Какие новые вещества образуются в растворе? Написать уравнения реакции.

Опыт 5. Эндо- и экзотермические реакции:

1. В сухую пробирку поместить карбонат никеля (II). Изменяется ли цвет соли при комнатной температуре? Нагреть пробирку. Что происходит?

2. В пробирку налить 1-2 мл дистиллированной воды, внести на кончике шпателя оксид кальция. Что наблюдается? Как изменяется температура водного раствора? Какая из протекающих реакций является эндотермической? Написать термохимические уравнения данных процессов.

Опыт 6. Обратимые и необратимые реакции:

1. В пробирку налить 1-2 мл раствора сульфата натрия и такой же объем раствор хлорида бария. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. К полученному раствору добавить раствор соляной кислоты. Что происходит?

2. В пробирку налить 0,5-1 мл раствора хлорида сурьмы (III), добавить трехкратный избыток воды. Что наблюдается?

Написать уравнение реакции взаимодействия соли и воды, принимая во внимание, что одним из продуктов реакции является $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Добавить раствор соляной кислоты. Что происходит?

Какой из рассмотренных процессов обратимый? О какой из данных реакций можно сказать, что она практически протекает до конца?

Опыт 7. Реакции, протекающие без изменения и с изменением степеней окисления элементов реагирующих веществ:

1. В сухую пробирку нагреть небольшое количество KClO_3 . Внести в нее тлеющую лучинку. Что наблюдается?

2. На дно сухой пробирки поместить немного карбоната меди (II), нагреть. Внести в пробирку горящую лучинку. Что наблюдается? Составить уравнение происходящих процессов и указать, какой из них окислительно-восстановительный.

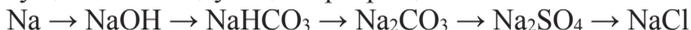
Вопросы для самоконтроля:

1. На какие два типа делятся все оксиды? Приведите примеры.
2. На какие три типа делятся все солеобразующие оксиды? Приведите примеры.
3. Какие элементы (металлы или неметаллы) образуют основные и амфотерные оксиды?
4. Что определяет кислотность основания? На какие группы делятся основания по кислотности? Приведите примеры.
5. На какие группы делятся основания по растворимости? Приведите примеры.
6. Что такое основность кислоты? Чем определяется валентность кислотного остатка? Приведите примеры.
7. Что такое бескислородные, кислородсодержащие кислоты? Приведите примеры.
8. Что называется кислотообразующим элементом? Чему равна его валентность? Приведите примеры.
9. На какие типы делятся соли? Приведите примеры.
10. Что называется химическими реагентами, химическими реакциями, продуктами реакции? Приведите примеры.
11. Что происходит в результате химических реакций? Каковы основные признаки химических реакций?
12. На какие типы делятся химические реакции по признаку изменения числа и состава исходных веществ и продуктов реакции? Приведите примеры.
13. Могут ли реакции обмена быть окислительно-восстановительными?
14. Для чего классифицируют химические реакции?

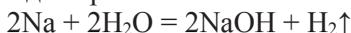
15. К какому типу относятся химические реакции, протекающие по следующим схемам:
а) $A + B + \dots \rightarrow C$; б) $C \rightarrow A + B + \dots$; в) $AB + C \rightarrow AC + B$;
г) $AB + CD \rightarrow AD + BC$?

**Задачи и упражнения для подготовки по теме
«Основные классы неорганических соединений. Химические реакции и их классификация»**

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Решение. 1) Натрий взаимодействует с водой, образуя гидроксид натрия:



2) При пропускании избытка оксида углерода (IV) через раствор гидроксида натрия можно получить гидроксид натрия:



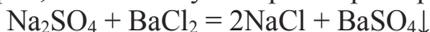
3) Карбонат натрия получается при нагревании гидрокарбоната натрия:



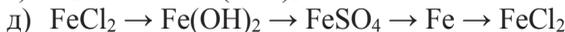
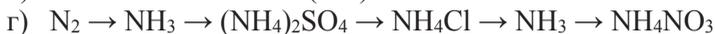
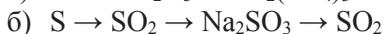
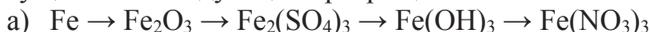
4) Сульфат натрия можно получить, действуя серной кислотой на карбонат натрия:



5) Приливая раствор хлорида бария к раствору сульфата натрия, можно получить раствор хлорида натрия:



2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

олово \rightarrow хлорид олова (II) \rightarrow гидроксохлорид олова (II) \rightarrow гидроксид олова (II) \rightarrow нитрат олова (II).

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Уравнения реакций,

протекающих в растворах, изобразите в ионной и сокращенной ионной формах.

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Cu} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{CuSO}_4$. Назовите вещества X и Y.

6. Укажите в ответе номер, под которым приведена правильная последовательность добавления реагентов, позволяющая осуществить следующие превращения:

$\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$. Напишите уравнения соответствующих реакций.

а) LiOH , CO_2 , Cl_2 , AgNO_3 ;

б) NaOH , H_2CO_3 , NaCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;

в) H_2O , CO_2 , BaCl_2 , AgNO_3 ;

г) H_2O , CO_2 , BaCl_2 , HNO_3

7. Укажите в ответе номер, под которым приведена правильная последовательность добавления реагентов, с помощью которых осуществляется следующая цепочка превращений: $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$

а) H_2O , HCl , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, O_2 ;

б) H_2 , NaCl , Ag_2SO_4 , H_2O , Mg ;

в) NaOH , HCl , BaSO_4 , H_2O , O_2 ;

г) H_2 , HCl , H_2SO_4 , NaOH , O_2

Напишите уравнения соответствующих реакций.

8. С какими из соединений будет взаимодействовать $\text{Zn}(\text{OH})_2$: NaOH , H_2SO_4 , KOH , HBr , HNO_3 , MgO , N_2O_5 . Написать уравнения реакций.

9. При пропускании диоксида углерода через известковую воду она сначала мутнеет, а затем становится прозрачной. Объясните это явление и напишите уравнения реакций.

10. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P_2O_5 , CO , CO_2 , N_2O_5 , NO , SO_2 ?

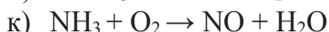
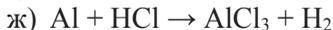
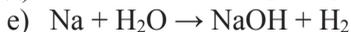
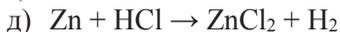
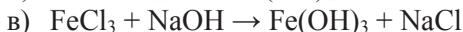
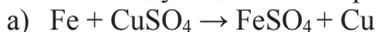
11. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl , H_2S , NO_2 , Cl_2 , N_2 , CH_4 , SO_2 , NH_3 ?

12. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота:

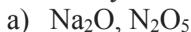
CO_2 , H_2SO_4 , K , Na_2O , NH_3 , MgO , P_2O_5 , KOH , H_2 . Напишите уравнения реакций.

13. Напишите уравнение реакций, доказывающий кислотный характер следующих оксидов: SO_3 , CO_2 , P_2O_5 , N_2O_5 .

14. Подберите коэффициенты и замените стрелки знаком равенства в следующих схемах реакций:



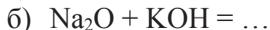
15. Какие из приведенных пар оксидов будут взаимодействовать между собой? Напишите уравнения реакций.



16. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно: оксид магния, хлороводородная кислота, сульфит натрия, хлорид кальция, нитрат серебра.

17. С какими из указанных ниже веществ может взаимодействовать раствор гидроксида калия: йодоводородная кислота, хлорид меди (II), хлорид бария, оксид углерода (IV), оксид свинца (II)? Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах.

18. Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с гидроксидом калия? Напишите уравнения реакций.



- в) $N_2O_5 + KOH = \dots$
- г) $Al_2O_3 + KOH = \dots$
- д) $SiO_2 + KOH = \dots$
- е) $CO_2 + KOH = \dots$

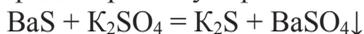
19. Напишите уравнения не менее трех реакций, при помощи которых можно получить сульфид калия.

Решение. 1) Сульфид калия образуется при взаимодействии простых веществ – калия и серы: $2K + S = K_2S$

2) При взаимодействии гидроксида калия и сероводорода также может быть получен сульфид калия:



3) Сульфид калия образуется при взаимодействии раствора сульфида бария с сульфатом калия:



20. Напишите уравнения не менее четырех реакций, при помощи которых можно получить карбонат кальция. Реакции, протекающие в растворах, изобразите в ионной и сокращенной ионной формах.

21. Составьте уравнения реакций, в результате которых образуется бромид натрия.

22. Какая существует связь между:

- а) основанием и кислотой;
- б) основным оксидом и основанием;
- в) металлом и основным оксидом;
- г) кислотным оксидом;
- д) основным оксидом и кислотой;
- е) кислотным оксидом и основанием;
- ж) кислотой и солью;
- з) основанием и солью;
- и) основным оксидом и кислотным оксидом?

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

23. С помощью каких реагентов можно различить растворы серной, азотной и соляной кислот, находящихся в трех пробирках. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.

24. Составьте уравнение реакции получения хлорида магния:

- а) действием кислоты на металл;

б) действием кислоты на основание;

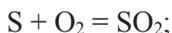
в) действием соли на соль

25. Напишите уравнения реакций, при помощи которых из четырех простых веществ – калия, серы, кислорода и водорода – можно получить три средние соли, три кислоты и три кислые соли.

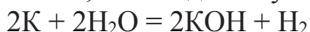
Решение. Из кислорода и водорода получают воду:



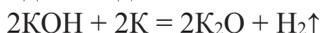
Из серы и кислорода можно получить оксид серы (IV), дальнейшим окислением которого – оксид серы (VI):



Калий, взаимодействуя с водой, образует гидроксид:



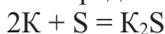
Гидроксид калия можно восстановить металлическим калием до оксида:



Оксид калия с кислотными оксидами серы (IV) и серы (VI) образует, соответственно сульфит и сульфат калия (две средние соли):



Еще одна средняя соль – сульфид калия – можно получить при непосредственном взаимодействии калия и серы:



Водород с серой образует сероводород: $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$, раствор которого называется сероводородной кислотой.

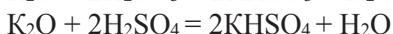
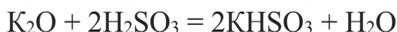
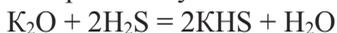
Оксид серы (IV) взаимодействует с водой, образуя сернистую кислоту:



При взаимодействии оксида серы (VI) с водой образуется серная кислота:



Три кислые соли можно получить взаимодействием оксида калия с тремя полученными кислотами, взяв их в избытке:



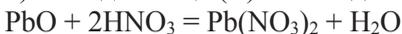
26. Как используя простые вещества – кальций, фосфор и кислород, можно получить фосфат кальция? Напишите уравнения соответствующих реакций.

27. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить шесть средних солей, используя сульфид железа (II), кислород, раствор гидроксида натрия и разбавленные растворы соляной и серной кислот.

28. Напишите уравнения реакций, которые показывают амфотерный характер оксида свинца (II).

Решение. Для доказательства амфотерного характера оксида свинца (II) нужно привести уравнения реакций, в которых этот оксид проявляет основные и кислотные свойства.

1) Оксид свинца (II) взаимодействует с растворами кислот:

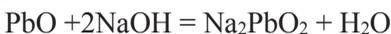


или с кислотными оксидами:



Эти реакции доказывают основной характер оксида свинца (II).

2) Оксид свинца (II) взаимодействует со щелочами в расплаве:



или в концентрированном водном растворе:



а также с основными оксидами: $\text{PbO} + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{PbO}_2$.

Эти реакции доказывают кислотные свойства оксида свинца (II).

29. Как доказать амфотерный характер цинка?

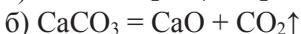
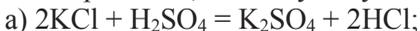
30. Приведите примеры реакций, которые доказывают основную характер веществ BaO и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

31. Напишите уравнения реакций, которые доказывают амфотерный характер гидроксида хрома (III).

32. Какое количество вещества гидроксида калия потребуется для взаимодействия с 1,02 г Al_2O_3 ?

33. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно: оксид калия, оксид фосфора (V), гидроксид бария, серная кислота, йодид калия, нитрат свинца (II).

34. Определите, к какому типу относятся следующие реакции:



Вычислите объем и массу оксида углерода (IV), выделяющийся при разложении 150 г карбоната кальция.

35. Во взаимодействие вступают 20 г CaO и 20 г CO₂. Какая соль образуется и сколько грамм?

36. Какие из перечисленных оснований могут быть получены взаимодействием соответствующего оксида с водой: KOH, NaOH, Cu(OH)₂, Pb(OH)₂, Ca(OH)₂, Cr(OH)₃, Al(OH)₃? Напишите уравнения возможных реакций.

37. Какая по типу реакция происходит при образовании углекислого газа в результате сжигания угля, прокаливания известняка, взаимодействием угля с оксидом меди (II)?

38. Приведите примеры образования оксида меди (II) в результате реакций:

а) соединения;

б) разложения.

39. Приведите примеры образования водорода в результате реакции замещения.

40. К какому типу химической реакции относится образование воды в результате:

а) горения водорода в кислороде;

б) восстановления оксида цинка водородом?

41. Какая масса 10%-ного раствора гидроксида натрия необходима для нейтрализации 40 г 10%-ного раствора серной кислоты? Какая масса соли при этом образуется?

42. Какая соль и сколько граммов ее образуется при взаимодействии 20 г NaOH и 30 г H₂SO₄?

43. Через раствор, содержащий 14,8 г Ca(OH)₂, пропустили 22,4 л CO₂. Какого состава образовалась соль и сколько грамм?

44. Дайте полную качественную и количественную характеристику уравнению реакции: $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

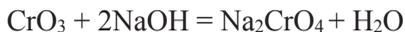
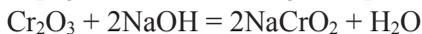
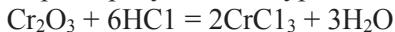
45. Дайте полную качественную и количественную характеристику уравнению реакции: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$.

46. Дайте полную качественную и количественную характеристику уравнению реакции: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.

47. Охарактеризуйте уравнениями реакций солеобразования оксиды хрома.

Решение. Хром в соединениях имеет степени окисления +6, +3. Его оксиды – CrO₃ и Cr₂O₃. Cr₂O₃ – амфотерный оксид, следовательно CrO₃ – кислотный оксид.

Характеризующие их уравнения реакций следующие:



48. Охарактеризуйте уравнениями реакций солеобразования оксиды следующих элементов: натрия, углерода, азота, серы, магния алюминия, железа, меди, цинка, калия, серебра, бария.

49. Напишите уравнения реакций солеобразования со следующими соединениями:

- а) аммиаком
- б) сероводородом
- в) азотной кислотой
- г) гидроксидом калия
- д) серной кислотой.

50. Охарактеризуйте уравнениями реакций солеобразования:

- а) гидроксид натрия
- б) угольную кислоту
- в) азотистую кислоту
- г) гидроксид магния
- д) сернистую кислоту
- е) гидроксид железа (III).

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление уравнений химических реакций.

Закон сохранения массы веществ: (открыт и экспериментально обоснован М.В. Ломоносовым в 1748 г., затем А. Лавуазье в 1789 г.): *масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.* При химических реакциях общее количество атомов не изменяется, а происходит лишь их перегруппировка. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты.

Закон постоянства состава (Ж. Пруст, 1808 г.): *все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение, независимо от способа получения.* Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях. Позже было выяснено, что состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения (**дальтониды**). Состав соединений немолекулярной структуры (с атомной, ионной или металлической кристаллической решеткой) не является постоянным и зависит от способа их получения (**бертоллиды**).

Закон кратных отношений (Д. Дальтон, 1803 г.): *если два химических элемента дают несколько соединений, то весовые доли одного и того же элемента в этих соединениях, приходящиеся на одну и ту же весовую долю второго элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.* Например, в оксидах азота N_2O ; NO ; N_2O_3 ; $NO_2(N_2O_4)$; N_2O_5 число атомов кислорода, приходящиеся на два атома азота, относятся между собой как 0,57 : 1,14 : 1,71 : 2,28 : 2,85 или 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Закон простых объемных отношений: (Ж. Гей-Люссак, 1809 г.): *объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получающихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.* Например, $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ – в химических реакциях коэффициенты перед формулами газообразных веществ указывают объемы реагирующих газов. В данном случае объемы реагирующих и образующихся газов относятся друг к другу как 1:3:2.

Закон эквивалентов (В. Рихтер, 1792 г.): *химические элементы соединяются друг с другом в строго определенных количествах, соответствующих их эквивалентам.* Понятие эквивалента введено в химию для сопоставления соединительной способности различных элементов. При решении некоторых задач удобнее пользоваться другой формулировкой закона: *массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам.* Для определения эквивалентной массы элемента необходимо знать состав его соединения с другим элементом, эквивалентная масса которых известна. При решении задач на вычисление эквивалентных масс необходимо знать, что:

– **эквивалентная масса оксида** равна сумме эквивалентных масс кислорода и элемента, входящего в состав оксида;

– **эквивалентная масса кислоты** равна сумме эквивалентных масс водорода и кислотного остатка. Для вычисления эквивалентной массы кислоты необходимо разделить её молярную массу на основность кислоты, которая для данной реакции определяется числом атомов водорода, замещающихся металлом. Так, ортофосфорная кислота H_3PO_4 в зависимости от условий протекания реакций, может быть одно-, двух- или трёхосновной. Тогда при образовании дигидрофосфата, гидрофосфата и фосфата эквивалент фосфорной кислоты будет соответствовать 1, 1/2 и 1/3 моль.

– **эквивалентная масса основания** равна сумме эквивалентных масс металла и гидроксильной группы. Чтобы вычислить эквивалентную массу основания, необходимо его молярную массу разделить на кислотность основания, определяемую числом вступающих в реакцию гидроксильных групп. Так, $M(NaOH) = 40$ г/моль; $M(Ca(OH)_2) = 74/2 = 37$ г/моль.

– **эквивалентная масса соли** равна сумме эквивалентных масс металла и кислотного остатка. Так, для соли:

$$M(Al_2(SO_4)_3) = M(Al_2(SO_4)_3)/(2 \cdot 3) = 342/2 = 57 \text{ г/моль.}$$

Закон Авогадро (1811 г.): *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул $6,02 \cdot 10^{23}$ – постоянная Авогадро.* Закон справедлив только для газообразных веществ.

Из закона Авогадро **вытекает два следствия:**

1. *Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем – 22,4 л.* Этот объем можно вычислить, если известна масса 1 л газа. Например, при н.у. масса 1 л водорода равна 0,09 г, молярная масса водорода равна 2,0158 г/моль. Тогда объем, занимаемый 1 моль водорода, будет 2,0158 г/моль : 0,09 г/л = 22,4 л/моль. При тех же условиях масса 1 л кислорода равна 1,429 г, молярная масса кислорода составляет 32 г/моль. Тогда объем будет 32 г/моль : 1,429 г/л = 22,4 л/моль.

2. *Молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду.* Масса одного и того же объема газа тем больше, чем больше масса его молекул. Если в равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул, то очевидно, что отношение масс равных объемов газов будет равно отношению их молекулярных масс или отношению численно равных им молярных масс, т.е. $m_1 : m_2 = M_1 : M_2$, где m_1 – масса определенного объема первого газа; m_2 – масса того же объема второго газа; M_1 и M_2 – молярные массы первого и второго газов.

Законы стехиометрии взаимосвязаны с атомно-молекулярным учением и образуют основу химии как фундаментальной науки. Стехиометрические расчеты повседневно применяются химиками и специалистами родственных областей знаний.

Вопросы семинара: основные положения атомно-молекулярного учения. Стехиометрические законы химии (закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон кратных отношений, закон простых объемных отношений, закон Авогадро).

Лабораторные работы:

1. Определение относительной молекулярной массы углекислого газа.
2. Определение эквивалента магния.

1. Определение относительной молекулярной массы углекислого газа

Ход работы: сухую колбу емкостью 250–300 мл закрывают пробкой и отмечают карандашом по стеклу положение нижнего края пробки. Затем взвешивают колбу на технoхимических весах. Наполняют колбу предварительно очищенным и осушенным углекислым газом из аппарата Киппа. Через 3–5 минут, не закрывая крана у аппарата Киппа, медленно вынимают отводную трубку и тотчас закрывают колбу пробкой до отметки, сделанной карандашом. Снова взвешивают колбу с углекислым газом на тех же весах. Для проверки полноты вытеснения воздуха необходимо дополнительно пропустить газ в течение 2-3 минут и снова взвесить колбу. Расхождения между двумя измерениями не должны быть более чем на 0,02 г. Далее наполняют колбу дистиллированной водой до метки в горле колбы, затем переливают воду в мерный цилиндр для измерения объема.

Запись экспериментальных данных и расчет

Масса колбы с пробкой и воздухом – m_1 (г)

Масса колбы с пробкой и углекислым газом – m_2 (г)

Объем газа в колбе – V (мл)

Температура опыта – t , °C; абсолютная температура – T , К.

Нормальное давление – P_0 , 760 мм рт. ст.

Атмосферное давление при выполнении опыта – P , мм рт. ст.

1. Привести к н. у. объем воздуха в колбе по формуле:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

2. Вычислить массу воздуха в объеме колбы – m_3 с учетом плотности воздуха 1,293 г/л.

3. Определить массу пустой колбы: $m_4 = m_1 - m_3$

4. Определить массу углекислого газа в колбе $m_5 = m_2 - m_4$

5. Вычислить плотность углекислого газа по воздуху:

$$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = \frac{m_5}{m_3}$$

6. Вычислить массу водорода в объеме колбы m_6 с учетом плотности водорода 0,09 г/л.

7. Вычислить плотность углекислого газа по водороду:

$$D_{H_2}(CO_2) = \frac{m_5}{m_6}$$

8. Вычислить относительную молекулярную массу углекислого газа тремя способами:

$$M = 2,016 D_{H_2}$$

$$M = 29 D_{\text{возд}}$$

$$M = \frac{m_5}{pV} RT$$

9. Вычислить относительную ошибку по формуле:

$$\% \text{ ошибки} = \frac{M_{\text{эксп}} - M_{\text{теор}}}{M_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

2. Определение эквивалента магния

Ход работы:

1. Взвесить на технохимических весах 0,1 г магния, завернуть его в фильтровальную бумагу.

2. Отвести газоотводную трубку колбы Вюрца в вертикально установленный цилиндр, наполненный водой.

3. Налить в колбу Вюрца 10 мл 2н HCl.

4. Положить взвешенный магний в горло колбы Вюрца, плотно закрыть ее пробкой, повернуть колбу из горизонтального положения в вертикальное, чтобы магний упал в HCl. Начинается реакция взаимодействия магния с кислотой: $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2$

5. Замерить объем выделившегося водорода.

Расчеты:

1. Используя уравнение газового состояния $\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$, найти

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0 T} \quad (1)$$

Так как водород был собран над водой, к давлению водорода присоединяется давление паров воды (парциальное давление)

– h , которое нужно вычесть из общего давления – P . Давление паров воды – h при данной температуре находим в таблице:

Таблица 1

Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой

Температура, °С	Давление пара, мм рт. ст.	Температура, °С	Давление пара, мм рт. ст.
15	12,788	21	18,650
16	13,634	22	19,827
17	14,530	23	21,088
18	15,477	24	22,377
19	16,477	25	23,756
20	17,535	30	31,824

Подставляя в уравнение (1) найти $V_0 = \frac{V(P-h)T_0}{P_0T}V_0$

2. Найти массу выделившегося водорода:

$$m_{H_2} = \frac{V_0 \cdot 2,016}{22400}$$

3. На основании закона эквивалента, определить эквивалент магния:

$$\frac{m_{Mg}}{m_{H_2}} = \frac{\mathcal{E}_{Mg}}{\mathcal{E}_{H_2}}, \quad \mathcal{E}_{Mg} = \frac{m_{Mg} \cdot \mathcal{E}_{H_2}}{m_{H_2}}$$

4. Вычислить процент ошибки по формуле:

$$\% \text{ ошибки} = \frac{(\mathcal{E}_{\text{теор.}} - \mathcal{E}_{\text{получ.}})}{\mathcal{E}_{\text{теор.}}} 100 \%$$

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества называются простыми, сложными? Из каких частиц состоят вещества? Приведите примеры.
2. Что такое абсолютная, относительная атомные массы?
3. Что такое относительная молекулярная масса? Чему она равна?
4. Что такое химическая формула? Что показывают индексы в химических формулах?
5. Что называется молекулярными формулами?
6. Что такое массовая доля элемента в данном веществе? Как ее можно рассчитать?

7. Что такое количество вещества? Что такое моль?
8. Что называется молярной массой? Чему она равна?
9. Что такое валентность? Чем она определяется? Приведите примеры элементов постоянной, с переменной валентностью.
10. Что такое химическое уравнение? Что оно показывает? Что показывают коэффициенты перед формулами веществ в химическом уравнении.
11. Что называется молярным объемом? Чему он равен? Чему равен молярный объем при нормальных условиях?
12. Что показывает относительная плотность газов? Чему она равна?
13. Что называется молярной массой эквивалента?

**Задачи и упражнения для подготовки по теме
«Атомно-молекулярное учение. Законы стехиометрии»**

1. Какое количество вещества алюминия содержится в образце этого металла массой 10,8 грамм?

Решение. Молярная масса алюминия составляет:

$M(\text{Al}) = 27$ г/моль. Определяем количество вещества алюминия в образце: $n(\text{Al}) = m(\text{Al})/M(\text{Al})$; $n(\text{Al}) = 10,8/27 = 0,4$ моль.

2. Какое количество вещества содержится в оксиде серы (VI) массой 12 г?

Решение. Молярная масса оксида серы (VI) составляет:

$$M(\text{SO}_3) = M(\text{S}) + 3M(\text{O});$$

$M(\text{SO}_3) = (32 + 3 \cdot 16)$ г/моль = 80 г/моль, где $M(\text{S})$ и $M(\text{O})$ – молярные массы атомов серы и кислорода. Определяем количество вещества оксида серы (VI):

$$n(\text{SO}_3) = m(\text{SO}_3)/M(\text{SO}_3); n(\text{SO}_3) = 12/80 = 0,15 \text{ моль.}$$

3. Определите массу карбоната натрия количеством вещества 0,25 моль.

Решение. Молярная масса карбоната натрия составляет:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2M(\text{Na}) + M(\text{C}) + 3M(\text{O});$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = (2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16) \text{ г/моль} = 106 \text{ г/моль.}$$

Определяем массу Na_2CO_3 :

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3);$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,25 \cdot 106 = 26,6 \text{ г.}$$

4. Сколько молей сульфата калия содержится в 200 г K_2SO_4 ?

5. Какую массу имеет сероводород, если количество этого вещества равно 2 моль?

6. Рассчитайте количество вещества, заключающегося в хлоре массой 21,3 г.

7. Какая масса сульфата бария получится при взаимодействии серной кислоты с хлоридом бария массой 2 г?
8. Какая масса оксида магния образуется при сгорании:
 - а) 0,5 моль магния;
 - б) 4 г магния?
9. Сколько грамм гидроксида натрия должно прореагировать с хлороводородом, чтобы получить 234 г хлорида натрия?
10. При разложении какого количества воды получается 4 г кислорода?
11. Какое количество водорода требуется для восстановления 1 моля оксида меди двухвалентной?
12. Сколько литров аммиака получится при реакции 5,6 л азота с необходимым количеством водорода?
13. Какую массу серной кислоты и гидроксида натрия надо взять для получения сульфата натрия массой 100 г?
14. Определите количество вещества брома Br_2 , содержащегося в молекулярном бrome массой 12,8 г.
15. Определите массу йодида натрия NaI количеством вещества 0,6 моль.
16. Какое количество вещества атомной серы содержится в сульфиде железа (II) массой 22 грамм?
17. В каком количестве вещества оксида серы (IV) содержится такое же число атомов серы, что и пирите FeS_2 массой 24 г?
18. Какое количество FeS_2 потребуется для получения 64 г SO_2 , если уравнение реакции следующее: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$?
19. Какую массу серной кислоты и гидроксида натрия надо взять для получения сульфата натрия массой 100 г?
20. Вычислите массовую долю углерода в карбиде кальция CaC_2 .

Решение. Молярные массы веществ равны: $M(\text{C}) = 12$ г/моль, $M(\text{CaC}_2) = 64$ г/моль. Берем для расчетов карбид кальция количеством вещества 1 моль, т.е. $n(\text{CaC}_2) = 1$ моль.

Тогда масса карбида равна $m(\text{CaC}_2) = n(\text{CaC}_2) \cdot M(\text{CaC}_2)$;
 $m(\text{CaC}_2) = 1 \cdot 64 = 64$ г.

Из формулы карбида кальция CaC_2 следует, что количество вещества атомного углерода в два раза больше количества вещества CaC_2 , т.е. $n(\text{C}) = 2n(\text{CaC}_2)$; $n(\text{C}) = 2$ моль.

Определяем массу углерода:

$$m(C) = n(C) \cdot M(C); m(C) = 2 \cdot 12 = 24 \text{ г.}$$

Находим массовую долю углерода в карбиде:

$$\omega(C) = m(C) / m(\text{CaC}_2); \omega(C) = 23/64 = 0,375, \text{ или } 37,5\%.$$

21. Рассчитайте массовую долю марганца в оксиде марганца (IV) и оксиде марганца (VII).

22. Определите массовую долю кристаллизационной воды в дигидрате хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

23. Оксид элемента имеет состав ЭO_3 . Массовая доля кислорода в этом оксиде составляет 60%. Какой элемент образует оксид?

24. Элемент массой 16 г, взаимодействуя с молекулярным кислородом массой 6,4 г, образует оксид состава ЭО. Определите, что это за элемент.

25. Какую массу будет иметь азот объемом 30 л при нормальных условиях?

Решение. Молярный объем газа при нормальных условиях $V_m = 22,4$ л/моль.

Рассчитываем количество вещества молекулярного азота:

$$n(\text{N}_2) = V(\text{N}_2) / V_m; n(\text{N}_2) = 30/22,4 = 1,34 \text{ моль.}$$

Определяем массу азота:

$$m(\text{N}_2) = M(\text{N}_2) \cdot n(\text{N}_2); m(\text{N}_2) = 28 \cdot 1,34 = 37,52 \text{ г.}$$

26. Какой объем займет при нормальных условиях хлороводород массой 14,6 г?

Решение. Определяем количество вещества хлороводорода:

$$n(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}); n(\text{HCl}) = 14,6/36,5 = 0,4 \text{ моль.}$$

Объем хлороводорода при нормальных условиях составляет:

$$V(\text{HCl}) = V_m \cdot n(\text{HCl}); V(\text{HCl}) = 22,4 \cdot 0,4 = 8,96 \text{ л.}$$

27. Какой объем при нормальных условиях займет 3 моля H_2 ?

28. Сколько молекул содержится в 11,2 литрах водорода?

29. Какой объем занимает 2 г гелия при нормальных условиях?

30. Какова молекулярная формула соединения азота с кислородом, если плотность этого газа по водороду равна 15?

31. Определить молекулярную массу газа, если его относительная плотность по воздуху равна 1,5.

32. Чему равна относительная плотность по воздуху для SO_2 ?

33. Сколько молекул содержится в 54 г воды?

34. Какой объем кислорода необходим для сгорания 18 г углерода по реакции $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$?

35. Смесь состоит из трех газов: оксида углерода (IV), азота и аргона. Объемные доли газов равны соответственно 20, 50 и 30%. Определите массовые доли газов в смеси.

36. Определите объем, который займет при нормальных условиях газовая смесь, содержащая водород массой 1,4 г и азот массой 5,6 г.

37. Газовая смесь содержит кислород 2,24 л и оксид серы (IV) объемом 3,36 л.

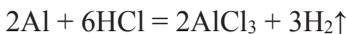
Определите массу смеси.

38. Сколько литров оксида углерода (IV) выделится при действии соляной кислоты на 25 г карбоната кальция?

39. Какой объем кислорода необходим для сгорания 3,36 л этилена?

40. Какой объем водорода выделится при нормальных условиях, если растворить алюминий массой 10,8 в избытке соляной кислоты?

Решение. Записываем уравнение реакции взаимодействия алюминия с соляной кислотой:



Определяем количество вещества алюминия, вступившего в реакцию:

$$n(\text{Al}) = m(\text{Al})/M(\text{Al}); n(\text{Al}) = 10,8/27 = 0,4 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции следует, что при растворении 2 моль алюминия образуется 3 моль водорода H_2 . Следовательно, $n(\text{H}_2)/n(\text{Al}) = 3/2$.

$$\text{Отсюда следует: } n(\text{H}_2) = 3n(\text{Al})/2; n(\text{H}_2) = 3 \cdot 0,4/2 = 0,6 \text{ моль.}$$

Рассчитываем объем водорода при нормальных условиях:

$$V_{\text{н}}(\text{H}_2) = V_{\text{м}}n(\text{H}_2); V_{\text{н}}(\text{H}_2) = 22,4 \cdot 0,6 = 13,44 \text{ л.}$$

41. Какой объем аммиака, измеренный при нормальных условиях, должен прореагировать с избытком хлороводорода для получения хлорида аммония массой 10,7 г?

42. При соединении 1,5 г натрия с избытком хлора образовалось 2,81 г хлорида натрия. Найти эквивалентную массу натрия (Э_{Na}) и его эквивалент, если известно, что эквивалентная масса хлора равна 35,45 г/моль.

Решение. Из условия задачи следует, что в хлориде натрия на 1,5 г натрия приходится

3,81 – 1,5 = 2,31 г хлора. Следовательно, Э_{Na} г/моль натрия эквивалентны 35,45 г/моль хлора 1,5 г натрия эквивалентны 2,31 г.

Тогда $E_{\text{Na}} = 1,5 \cdot 35,45/2,31 = 23$ г/моль. Молярная масса атомов натрия (численно совпадающая с относительной атомной массой натрия) равна 23 г/моль. Следовательно, молярная и эквивалентная массы атомов натрия совпадают, а эквивалент натрия равен 1 моль.

43. Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным?

44. 2,4 грамма металла образуют оксид массой 4 грамма. Определите эквивалентную массу металла.

45. Чему равна эквивалентная масса серной кислоты в реакции нейтрализации с образованием сульфата натрия?

46. Чему равна эквивалентная масса серной кислоты в реакции нейтрализации с образованием гидросульфата натрия?

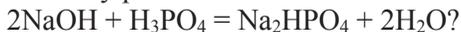
47. В каком соединении эквивалентная масса азота равна 2,8 г/моль?:

- а) NO_2
- б) N_2O_3
- в) N_2O
- г) NH_3
- д) N_2O_5

48. Сколько оксида получится при окислении 3 г металла, эквивалентная масса которого равна 12 г/моль?

49. Чему равна относительная атомная масса трехвалентного элемента, если его эквивалентная масса равна 9 г/моль?

50. Чему равна эквивалентная масса H_3PO_4 в реакции:



Занятие 4

СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

При химических реакциях ядра атомов остаются без изменений, изменяется лишь строение электронных оболочек из-за перераспределения электронов между атомами. Способностью атомов отдавать или присоединять электроны определяются его химические свойства.

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. Он содержит строго определенное число электронов – максимально $2n^2$. Энергетические уровни подразделяются на s-, p-, d- и f-подуровни; их число равно номеру уровня.

Квантовые числа электронов. Состояние каждого электрона в атоме обычно описывают с помощью четырех квантовых чисел: главного (n), орбитального (l), магнитного (m_l) и спинового (m_s). Первые три характеризуют движение электрона в пространстве, а четвертое – вокруг собственной оси.

Главное квантовое число n определяет энергетический уровень электрона, удаленность уровня от ядра, размер электронного облака. Принимает целые значения от 1 до n и соответствует номеру периода. Из периодической системы для любого элемента по номеру периода можно определить число энергетических уровней атома, и какой энергетический уровень является внешним.

Орбитальное квантовое число l характеризует геометрическую форму орбитали. Принимает значение целых чисел от 0 до $(n - 1)$. Независимо от номера энергетического уровня, каждому значению орбитального квантового числа соответствует орбиталь особой формы. Набор орбиталей с одинаковыми значениями n называется энергетическим уровнем, с одинаковыми n

и l-подуровнями. Так, для $l = 0$ s-подуровень, s-орбиталь – орбиталь сфера; для $l = 1$ p-подуровень, p-орбиталь – орбиталь гантель; для $l = 2$ d-подуровень, d-орбиталь – орбиталь сложной формы (цветка); для $l = 3$ f-подуровень, f-орбиталь – орбиталь еще более сложной формы.

Магнитное квантовое число m_l характеризует положение электронной орбитали в пространстве и принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая 0. Это означает, что для каждой формы орбитали существует $(2l + 1)$ энергетически равноценные ориентации в пространстве. Так, для s-орбитали ($l = 0$) такое положение одно и соответствует $m_l = 0$. Сфера не может иметь разные ориентации в пространстве. Для p-орбитали ($l = 1$) – три равноценные ориентации в пространстве ($2l + 1 = 3$): $m_l = -1, 0, +1$. Для d-орбитали ($l = 2$) – пять равноценных ориентаций в пространстве ($2l + 1 = 5$): $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$. Для f-орбитали ($l = 3$) – семь равноценных ориентаций в пространстве ($2l + 1 = 7$): $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. Таким образом, на s-подуровне – одна, на p-подуровне – три, на d-подуровне – пять, на f-подуровне – семь орбиталей.

Спиновое квантовое число m_s , характеризует магнитный момент, возникающий при вращении электрона вокруг своей оси. Принимает только два значения $+1/2$ и $-1/2$, соответствующие противоположным направлениям вращения.

Правила застройки электронами энергетических уровней атомов

Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, у которых значения всех квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) были бы одинаковы, т.е. на каждой орбитали может находиться не более двух электронов (с противоположными спинами).

Правило Клечковского (принцип наименьшей энергии): в основном состоянии каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной. Чем меньше сумма $(n + l)$, тем меньше энергия орбитали. При равенстве суммы $(n + l)$ наименьшую энергию имеет орбиталь с меньшим n . Энергия орбиталей возрастает в ряду: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s$.

Правило Хунда: атом в основном состоянии должен иметь максимально возможное число неспаренных электронов в пределах определенного подуровня.

Запись, отражающая распределение электронов в атоме химического элемента по энергетическим уровням и подуровням, называется **электронной конфигурацией этого атома**. В основном (невозбужденном) состоянии атома все электроны удовлетворяют принципу минимальной энергии. Это значит, что сначала заполняются подуровни, для которых:

1. Значение главного квантового числа n минимально;
2. Внутри уровня сначала заполняется s -подуровень, затем p - и лишь затем d -подуровень (значение l минимально);
3. Заполнение происходит так, чтобы $(n + 1)$ было минимально (правило Клечковского);
4. В пределах одного подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы их суммарный спин был максимален, т.е. содержал наибольшее число неспаренных электронов (правило Хунда).
5. При заполнении электронных атомных орбиталей выполняется принцип Паули. Энергетическому уровню с номером n может принадлежать не более чем $2n^2$ электронов, расположенных на n^2 -подуровнях.

После утверждения атомно-молекулярного учения важнейшим открытием в химии было стало **открытие Д.И. Менделеевым в 1869 г. периодического закона**, современная формулировка которого: *"Свойства химических элементов (т.е. свойства и форма образуемых ими соединений) находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов химических элементов"*. Физический смысл химической периодичности – периодические изменения свойств химических элементов обусловлены правильным повторением электронной конфигурации внешнего энергетического уровня (валентных электронов) их атомов с увеличением заряда ядра. Графическим изображением периодического закона является периодическая таблица, которая содержит 7 периодов и 8 групп.

Период – горизонтальные ряды элементов с одинаковым максимальным значением главного квантового числа валентных электронов. Номер периода обозначает число энергетических

уровней в атоме элемента. Периоды могут состоять из 2 (первый), 8 (второй и третий), 18 (четвертый и пятый) или 32 (шестой) элементов, в зависимости от количества электронов на внешнем энергетическом уровне. Последний, седьмой период незавершен. Все периоды (кроме первого) начинаются щелочным металлом (s -элементом – ns^1), а заканчиваются благородным газом ($ns^2 np^6$). Металлические свойства рассматриваются, как способность атомов элементов легко отдавать электроны, а неметаллические – присоединять электроны из-за стремления атомов приобрести устойчивую конфигурацию с заполненными подуровнями. Заполнение внешнего s -подуровня указывает на металлические свойства атома, а формирование внешнего p -подуровня – на неметаллические свойства. Увеличение числа электронов на p -подуровне (от 1 до 5) усиливает неметаллические свойства атома. Атомы с полностью сформированной, энергетически устойчивой конфигурацией внешнего электронного слоя ($ns^2 np^6$) химически инертны. В больших периодах переход свойств от активного металла к благородному газу происходит более плавно, чем в малых периодах, т.к. происходит формирование внутреннего $(n - 1) d$ -подуровня при сохранении внешнего ns^2 -слоя. Большие периоды состоят из четных и нечетных рядов. У элементов четных рядов на внешнем слое ns^2 -электроны, поэтому преобладают металлические свойства и их ослабление с ростом заряда ядра невелико; в нечетных рядах формируется np -подуровень, что объясняет значительное ослабление металлических свойств.

Группы – вертикальные столбцы элементов с одинаковым числом валентных электронов, равным номеру группы. Различают главные и побочные подгруппы. Главные подгруппы состоят из элементов малых и больших периодов, валентные электроны которых расположены на внешних ns - и np -подуровнях. Побочные подгруппы состоят из элементов только больших периодов. Их валентные электроны находятся на внешнем ns -подуровне и внутреннем $(n - 1) d$ -подуровне (или $(n - 2) f$ -подуровне). В зависимости от того, какой подуровень (s -, p -, d - или f -) заполняется валентными электронами, элементы периодической системы подразделяются на: *s-элементы* (элементы главной подгруппы I и II групп), *p-элементы* (элементы главных подгрупп III–VII групп), *d-элементы* (элементы побочных подгрупп),

f-элементы (лантаноиды, актиноиды). В главных подгруппах сверху вниз металлические свойства усиливаются, а неметаллические – ослабевают. Элементы главных и побочных групп сильно отличаются по свойствам. Номер группы показывает высшую валентность элемента (кроме кислорода, фтора, элементов подгруппы меди и восьмой группы). Общими для элементов главных и побочных подгрупп являются формулы высших оксидов и их гидратов. У высших оксидов и их гидратов элементов I–III групп (кроме бора) преобладают основные свойства, с IV по VIII – кислотные. Для элементов главных подгрупп общими являются формулы водородных соединений. Элементы главных подгрупп I–III групп образуют твердые вещества – гидриды (водород в степени окисления -1), а IV–VII групп – газообразные. Водородные соединения элементов главных подгрупп IV группы (ЭН₄) – нейтральны, V группы (ЭН₃) – основания, VI и VII групп (Н₂Э и НЭ) – кислоты.

От положения элементов в периодической системе зависят свойства атома, связанные с его электронной конфигурацией: *атомный радиус* – по периоду слева направо уменьшается, а в подгруппе сверху вниз возрастает; *энергия ионизации* – по периоду возрастает, а в подгруппе уменьшается; *энергия сродства к электрону* – по периоду возрастает, а в подгруппе уменьшается; *электроотрицательность* – по периоду увеличивается, а в подгруппе уменьшается.

Химическая связь – это взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами. При образовании химической связи атомы стремятся приобрести устойчивую восьмизлектронную (или двухэлектронную) внешнюю оболочку, соответствующую строению атома ближайшего инертного газа. Различают следующие виды химической связи: *ковалентная (полярная и неполярная; донорно-акцепторная), ионная и металлическая.*

Ковалентная связь – связь, осуществляемая за счет образования общих для взаимодействующих атомов электронных пар. Если между атомами возникла одна ковалентная связь (одна общая электронная пара), то она называется одинарной, например: $\text{H}^{\bullet} + \bullet\text{H} \rightarrow \text{H} : \text{H}$; если больше, то кратной – двойной (2 общие электронные пары), например: $\text{O} = \text{O}$; тройной (3 общие электронные пары), например: $\text{N} \equiv \text{N}$. Если электронная плотность

расположена симметрично между атомами, ковалентная связь называется *неполярной*. Если электронная плотность смещена в сторону одного из атомов, то ковалентная связь называется *полярной*. Полярность связи тем больше, чем больше разность электроотрицательностей атомов. Например, в молекуле HCl электронная пара смещена к атому Cl, так как относительная электроотрицательность атома Cl (2,83) больше, чем у атома H (2,1). Молекулу HCl можно рассматривать как систему из двух равных по абсолютной величине, но противоположных по знаку зарядов, расположенных на определенном расстоянии друг от друга (*диполь*). Хотя суммарный заряд диполя равен нулю, в окружающем его пространстве образуется электрическое поле, напряженность которого пропорционально дипольному моменту молекулы μ , который равен произведению абсолютного значения заряда электрона q на расстояние между центрами положительного и отрицательного зарядов в молекуле l : $\mu = q \cdot l$. Дипольный момент молекулы служит количественной мерой ее полярности; μ измеряют в дебаях (D). Чем больше длина диполя, тем больше поляризация и полярность молекулы. Например, HF – 1,82 D; HCl – 1,06 D; HBr – 0,79 D; NH₃ – 1,47 D.

Перекрытие электронных облаков возможно только при их определенной взаимной ориентации. Область перекрытия располагается в определенном направлении по отношению к взаимодействующим атомам. Так, если взаимное перекрытие s-электронных облаков происходит вдоль оси, на которой располагаются ядра взаимодействующих атомов, то возникающая при этом ковалентная связь называется *сигма-связью* (*σ -связь*), например, в молекуле H₂; p-электронные облака также могут принимать участие в образовании σ -связи, если только они ориентированы вдоль оси, на которой располагаются ядра взаимодействующих атомов, например, молекула Cl₂. Когда перекрываются p-электронные облака, ориентированные перпендикулярно оси, соединяющей ядра атомов, образуются две области перекрытия электронных облаков, расположенные по обе стороны от оси, а возникающая таким образом ковалентная связь называется *пи-связью* (*π -связь*). Эти связи далеко не равноценны – во многих случаях прочность π -связи значительно уступает прочности

σ -связи. Вследствие этого при химических реакциях π -связи рвутся гораздо легче, чем σ -связи.

Так как в формировании связей между атомами участвуют электроны различных энергетических состояний, то возникает вопрос о равноценности и прочности этих связей. Для объяснения этого было введено понятие "*гибридизации орбиталей*" – это изменение формы некоторых орбиталей при образовании ковалентной связи для достижения более эффективного перекрывания орбиталей. Например, *sp-гибридизация* – одна s-орбиталь и одна p-орбиталь превращаются в две одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен 180° . Молекулы, в которых осуществляется sp-гибридизация, имеют линейную геометрию (BeH_2). *sp²-гибридизация* – одна s-орбиталь и две p-орбитали превращаются в три одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен 120° . Молекулы, в которых осуществляется sp²-гибридизация, имеют плоскую геометрию (BH_3). *sp³-гибридизация* – одна s-орбиталь и три p-орбитали превращаются в четыре одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен $109^\circ 28'$. Молекулы, в которых осуществляется sp³-гибридизация, имеют тетраэдрическую геометрию (CH_4).

Донорно-акцепторная связь – один атом (донор) предоставляет электронную пару, а другой атом (акцептор) предоставляет для этой пары свободную орбиталь. Например, в ионе аммония четыре ковалентные связи – 3 атома водорода присоединены к атому азота обычной ковалентной связью, а четвертый – ковалентной связью, образованной по донорно-акцепторному механизму: $\text{H}_3\text{N} + \text{H}^+ = [\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{H}^+]$.

Ионная связь. Если разность электроотрицательностей взаимодействующих атомов велика, то электронная пара, осуществляющая связь, переходит к одному из атомов, и оба атома превращаются в ионы. Химическая связь между ионами, осуществляемая за счет электростатического притяжения, называется *ионной связью*. Ионы – это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Например, хлорид натрия состоит из ионов натрия Na^+ и ионов хлора Cl^- .

Металлическая связь. Валентные электроны металлов достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко

отрываться от них. Поэтому металл содержит ряд положительных ионов, расположенных в определенных положениях кристаллической решетки, и большое количество электронов, свободно перемещающихся по всему кристаллу. Электроны в металле осуществляют связь между всеми атомами металла.

Вопросы семинара: квантово-механические представления о строении атома. Квантовые числа. Атомные орбитали. Принцип Паули, Правило Хунда. Принцип наименьшей энергии. Электронные структуры атомов элементов. Связь периодической системы элементов со строением атома. Основные виды химической связи, их характеристика, свойства.

Лабораторно-практическое занятие: строение атома. Периодическая система Д.И. Менделеева.

1. Перечислите элементы третьего периода. Рассмотрите образцы простых веществ (натрия, магний, алюминий, красный фосфор, сера, хлорная вода). На основании наблюдений и табличных данных заполните таблицу:

Таблица 2

Результаты наблюдений

Элемент	Электронная формула	Атомный радиус	Электроотрицательность	Простое вещество – агрегатное состояние, цвет
Na				
Mg				
Al				
Si				
P				
S				
Cl				

Можно ли на основе данных полученной таблицы выделить металлы и неметаллы? Как изменяются металлические свойства по периоду с увеличением порядкового номера? Как изменяются радиусы атомов, энергия ионизации, электроотрицательность элементов?

2. Рассмотрите набор высших гидроксидов элементов 3-го периода (гидроксиды натрия, магния, алюминия, кремния, фосфора, серы, хлора). К каким классам относятся перечисленные гидроксиды? Проверьте экспериментально:

- а) какие из гидроксидов растворимы в воде?
 - б) какую реакцию имеют растворы?
 - в) взаимодействуют ли растворы гидроксидов с металлами?
- Напишите уравнения реакций.

3. Перечислите элементы седьмой группы главной подгруппы. Рассмотрите образцы простых веществ в запаянных колбах (хлора, брома, йода). На основании наблюдений и табличных данных заполните таблицу:

Таблица 3

Результаты наблюдений

Элемент	Электронная формула	Атомный радиус	Электроотрицательность	Простое вещество – агрегатное состояние, цвет
Cl				
Br				
I				

Охарактеризуйте физические свойства простых веществ галогенов. Какую конфигурацию внешнего электронного слоя имеют галогены? Как изменяются радиусы атомов, сродство к электрону, электроотрицательность элементов? Какие валентности и степени окисления характерны для атомов галогенов в различных соединениях? Какой галоген не проявляет положительную степень окисления? Почему? Напишите формулы известных оксидов хлора, формулы и названия кислот, соответствующих им.

Таблица 4

Справочные данные

Элемент	Атомный радиус	Электроотрицательность
Na	1,54	1,01
Mg	1,4	1,23
Al	1,26	1,47
Si	1,17	1,74
P	1,1	2,10
S	1,04	2,60
Cl	0,99	2,83
Br	1,14	2,74
I	1,33	2,21

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие частицы являются элементарными частицами? Чему равны их заряды и массы?
2. Что называется массовым числом атома?
3. Что является главной характеристикой элемента?
4. Что такое электронная оболочка атома? Что такое электронное облако?
5. Какие квантовые числа используются для характеристики орбиталей и электронов?
6. Что показывают электронные формулы атомов?
7. Чем объясняется периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений при увеличении порядкового номера?
8. Что такое химическая связь? Какие основные виды химической связи вы знаете?
9. Что такое σ -связи, π -связи? Какие электроны могут участвовать в их образовании?
10. Что является количественной характеристикой полярности связи (молекулы)?
11. Чем отличается донорно-акцепторная связь от ковалентной связи?
12. Какие соединения называются ионными?
13. Что такое валентность элемента? Чем она определяется? Какие электроны называются валентными?
14. Чему равно максимальное число неспаренных электронов (высшая валентность) для большинства элементов?
15. Что называется периодом, группой, подгруппой в периодической системе? Чем отличаются малые периоды от больших?

Задачи и упражнения для подготовки по теме

"Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.

Химическая связь"

1. Какими элементами начинаются и заканчиваются периоды периодической таблицы Д.И. Менделеева?
2. Сколько периодов содержит периодическая система? Из какого числа элементов состоят периоды?
3. Сколько групп содержит периодическая система в ее короткопериодном варианте и сколько – в длиннопериодном?
4. Какие общие свойства имеют элементы одной группы?
5. Какие общие свойства имеют элементы одного периода?
6. Какие элементы составляют главные подгруппы, какие – побочные?
7. Почему лантаноиды и актиноиды выносят из таблицы?
8. Какие элементы называют s-элементами, p-элементами, d-элементами, f-элементами?

9. Почему элементы Zn, Cd, Hg относят к d-элементам?
10. Почему электронное строение внешних электронных слоев можно считать периодическим свойством атомов элементов?
11. Какие электронные аналоги называют полными и какие – неполными?
12. В чем можно видеть проявление того факта, что атомы магния и железа содержат по 2s-электрона на внешних электронных слоях?
13. В чем можно видеть проявление того факта, что сера и хром не являются электронными аналогами?
14. Почему элементы одной группы имеют, как правило, одинаковые степени окисления?
15. Чем с точки зрения электронного строения атомов определяются степени окисления?
16. Чем с точки зрения электронного строения атомов определяются их валентности?
17. Почему валентные возможности атомов элементов 2-го периода иные, чем элементов других периодов?
18. Почему соединения элементов одной группы часто имеют аналогичные эмпирические формулы?
19. Почему молекулы и ионы элементов одной группы часто имеют аналогичное геометрическое строение?
20. Как изменяются радиусы атомов элементов в периодах и группах? Почему?
21. Почему многие свойства соединений элементов III группы изменяются аномально?
22. Почему $\text{Ca}(\text{OH})_2$ является более сильным основанием, чем $\text{Mg}(\text{OH})_2$?
23. Почему сернистая кислота является более сильным электролитом, чем селенистая?
24. Почему существует диагональная аналогия свойств соединений элементов?
25. Как изменяется энергия связи молекул Э_2 в ряду щелочных металлов?
26. Как изменяется энергия связи молекул Э_2 в ряду галогенов?

27. Как соотносятся кислотные свойства сероводородной и селеноводородной кислот?

28. Как изменяются потенциалы ионизации атомов в периодах?

29. Как изменяется сродство к электрону атомов в периодах и группах?

30. Чем можно объяснить большие величины сродства к электрону у элементов третьего периода по сравнению со вторым периодом?

31. Сколько электронов может находиться на электронных уровнях L, M, N, Q?

32. Сколько электронов может находиться на 2p- и 3p-подуровнях?

33. Сколько электронов может находиться на 3d-, 4d-, 5d-подуровнях?

34. Сколько электронов может содержать одна 2p-орбиталь? Одна 4d-орбиталь? Одна 4f-орбиталь?

35. Период заканчивается, когда заполняются все s- и p-орбитали одного уровня. Какое максимальное суммарное число могут содержать s- и p-орбитали одного уровня?

36. Какому набору элементарных частиц отвечает атом свинца?

37. Какому набору элементарных частиц отвечает атом серебра?

38. Почему цинк и кальций расположены в одной группе, но в разных подгруппах?

Ответ обоснуйте.

39. Почему кальций и стронций расположены в одной группе и в одной подгруппе?

Ответ обоснуйте.

40. По какому признаку элементы объединяются в s-, p-, d-, f-группы?

41. Какая электронная формула соответствует элементам III группы периодической системы?

42. Какая электронная формула соответствует элементам V группы периодической системы?

43. Какое максимальное число электронов может содержаться в электронном слое с главным квантовым числом $n = 4$?

44. Какое максимальное число электронов может содержаться в электронном слое с главным квантовым числом $n = 6$?

45. На каких подуровнях находятся валентные электроны Mo?

46. На каких подуровнях находятся валентные электроны Fe?

47. Во II периоде от Li до F, F обладает наибольшими неметаллическими свойствами.

Чем это объясняется?

48. Во II группе главной подгруппе от Be до Ba увеличиваются металлические свойства. Чем это объясняется?

49. Каковы формулы высших оксидов элементов с порядковыми номерами 24, 25, 32, 74, 82? Написать формулы кислот, отвечающих этим оксидам.

50. Каковы формулы водородных соединений у элементов с порядковыми номерами 14, 15, 32, 33, 51, 52?

51. У какого элемента начинается заполняться 4f-подуровень? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?

52. У какого элемента начинается заполняться 5d-подуровень? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?

53. Опишите химические свойства элемента с порядковым номером 23 по его положению в периодической системе.

Решение. По периодической системе определяем, что элемент с порядковым номером 23 находится в четвертом периоде и в побочной подгруппе V группы. Этот элемент – ванадий V. Электронная формула V $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ или сокращенно $[\text{Ar}]3d^3 4s^2$. Следовательно, ванадий – d-элемент.

Элемент может легко отдавать 2 электрона с 4-го уровня, проявляя степень окисления +2. При этом образует оксид VO и гидроксид $\text{V}(\text{OH})_2$, проявляющий основные свойства. Газообразных водородных соединений ванадий не образует, так как расположен в побочной подгруппе.

Атом ванадия может также отдавать электроны с d-подуровня предпоследнего энергетического уровня (3 электрона) и, таким образом, проявлять высшую степень окисления +5 (численно равную номеру группы, в которой расположен элемент). Оксид, соответствующий высшей степени окисления, V_2O_5 . Этот оксид обладает кислотными свойствами. В качестве гидроксида ему соответствует неустойчивая метаванадиевая кислота HVO_3 (соли ее – ванадаты – устойчивые соединения).

54. Опишите свойства хрома, исходя из его положения в периодической системе.

Составьте формулу оксида хрома (VI) и соответствующего ему гидроксида.

55. Опишите свойства азота, исходя из его положения в периодической системе.

Составьте формулу оксида азота (V) и соответствующей ему кислоты.

56. Напишите электронную формулу элемента, атом которого содержит на 3d-подуровне три электрона. В каком периоде, группе и подгруппе он находится и что это за элемент?

Решение. После завершения подуровня 4s заполняется электронами 3d-подуровень: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$.

Общее число электронов в атоме, которое определяет порядковый номер элемента в периодической системе – 23. Это ванадий. Из электронной формулы видно, что этот элемент находится в четвертом периоде, пятой группе (пять валентных электронов: $3d^3 4s^2$), побочной подгруппе (элемент d-семейства).

57. Составьте электронные формулы и графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей атомов цинка и мышьяка.

58. Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы серы и криптона?

59. Запишите электронные и электронно-графические формулы атома углерода в его нормальном и возбужденном состояниях.

60. В какой последовательности заполняются подуровни, для которых сумма $(n+1)$ равна последовательно 1, 2 и 3?

61. В какой последовательности заполняются подуровни, для которых сумма $(n+1)$ равна последовательно 6, 7 и 8?

62. Напишите электронные формулы атомов элементов пятого периода с порядковыми номерами 37, 43, 48, 52 и 54. К каким группам периодической системы относятся эти элементы? Как отражается принадлежность к группе в электронной формуле?

63. Напишите электронные формулы атомов элементов шестого периода: цезия, эрбия, гафния, рения, таллия и астата. К каким элементам (s-, p-, d- или f-) они относятся?

64. Назовите элементы, имеющие по одному электрону на подуровне: а) 3d; б) 4d; в) 5d. Напишите электронные формулы этих элементов и укажите их положение в периодической системе.

65. Назовите элементы 4, 5 и 6-го периодов, у которых заканчивается заполнение d-орбиталей ($3d^{10}$, $4d^{10}$ и $5d^{10}$). Напишите электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в периодической системе.

66. Сколько свободных d-орбиталей имеется в атомах титана и ванадия? Напишите для них электронно-графическую формулу их d-подуровня.

67. Назовите лантаноиды, атомы которых имеют наибольшее число неспаренных f-электронов.

68. Какая из перечисленных электронных конфигураций отвечает элементу 3 периода VI группы?

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

69. Какую электронную формулу имеет атом стронция?

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6$
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$
- д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$

70. Какой из приведенных ниже частиц соответствует электронной конфигурации:

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

- а) Na^+
- б) Ne
- в) F
- г) Mg^{2+}
- д) Al

71. Напишите электронные формулы ионов Fe^{3+} и S^{2-} .

72. Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие из связей наиболее и наименее полярны? Укажите, в сторону какого атома происходит смещение электронной плотности связи.

Решение. Используя значения относительных электроотрицательностей элементов, находим разности относительных электроотрицательностей серы и элементов, образующих с нею химическую связь:

а) сера – калий: $2,6 - 0,91 = 1,69$, смещение в сторону атома серы;

б) сера – водород: $2,6 - 2,1 = 0,5$, смещение в сторону атома серы;

в) сера – бром: $2,6 - 2,74 = -0,14$, смещение в сторону атома брома;

г) сера – углерод: $2,6 - 2,5 = 0,1$, смещение в сторону атома серы.

Чем больше по абсолютному значению разность относительных электроотрицательностей, тем более полярна связь. В данном случае наиболее полярной является связь сера – калий, наименее полярной является связь сера – углерод.

73. Какая из химических связей H-Cl, H-Br, H-I, H-S, H-P является наиболее полярной? Укажите, в какую сторону смещается электронная плотность связи.

74. В каком из приведенных ниже соединений связь наиболее и наименее полярна: NaCl, NaI, NaBr, CsI?

75. По какому типу связи построены молекулы N₂, H₂S, CO₂, NH₃, CaCl₂? Изобразите в виде электронных схем строение этих молекул и определите характер связей.

76. В каком соединении связь ковалентная (покажите механизм образования):

- а) Al
- б) NaI
- в) CaO
- г) HI
- д) Na₂O

77. В каком соединении связь ионная (покажите механизм образования):

- а) Fe
- б) NaI
- в) CO
- г) HI
- д) H₂O

78. Почему двухатомная молекула водорода устойчивее, чем отдельно взятый атом водорода, а гелий устойчив в одноатомном состоянии?

79. Покажите, какие орбитали и как участвуют в образовании химических связей в молекулах:

- а) Li
- б) NH₃
- в) H₂O
- г) HF
- д) Be
- е) CO
- ж) NO
- з) NF₃
- и) OF₂
- к) NaF
- л) PCl₃
- м) SCl₂

80. По каким механизмам могут образовывать химические связи атомы следующих элементов:

- а) бериллия
- б) бора
- в) азота
- г) кислорода
- д) фтора
- е) калия
- ж) кальция
- з) алюминия
- и) кремния
- к) фосфора
- л) хлора
- м) натрия
- н) магния
- о) углерода
- р) брома
- с) селена.

81. Чем объясняется образование полярных молекул веществ? Приведите пример.

82. Изобразите все возможные способы перекрывания s-орбитали с р-орбиталью; двух р-орбиталей. Укажите направленность связей, обозначьте σ - и π -связи.

83. Напишите электронные конфигурации основных и возбужденных состояний атомов B, Si, P.

84. Какова геометрия молекул CF_4 , SiH_4 и PH_3 ?

85. Существует ли аналогия в строении молекул H_2O и H_2S , PH_3 и NH_3 , LiCl и HCl ?

Ответ обоснуйте.

86. Объясните донорно-акцепторный механизм ковалентной связи на примере образования иона фосфония $[\text{PH}_4]^+$.

87. Почему в галогенидах щелочных металлов формируется ионная связь?

Ответ обоснуйте.

88. Объясните причины и приведите примеры сходства и отличия ионной связи от ковалентной.

89. Почему в металлах химическая связь делокализована? Ответ обоснуйте.

90. В металлах возможно образование «электронного газа», а в неметаллах – нет.

Почему? Ответ обоснуйте.

Занятие 5

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

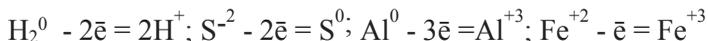
Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**. **Степень окисления** – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна. Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью – положительные. Степень окисления – формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью. Например: N_2H_4 (гидразин) степень окисления азота – -2; валентность азота – 3.

Таблица 5

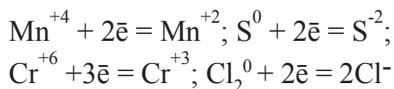
Правила определения степени окисления

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.	$Mg^0 Fe^0 Cl_2^0 H_2^0 S^0$
2. Для соединений водорода степень его окисления всегда составляет +1, за исключением гидридов металлов, в которых степень его окисления –I.	$H^+Cl CH^+4 H_2^+0$ $NaH^- CaH_2$
3. Для соединений кислорода степень его окисления всегда составляет -II, за исключением пероксидов, в которых степень окисления кислорода -I, и соединений с фтором, в которых степень окисления кислорода +II.	$CO_2^{-2} H_2O^{-2} KMnO_4^{-2}$ $H_2O_2^- F_2O^{+2}$
4. Степень окисления иона, состоящего из одного атома, равна значению заряда иона.	$Na^+ Mg^{2+} Fe^{3+} O^{2-} Br^-$
5. Сумма всех степеней окисления атомов в химической формуле вещества равна нулю.	$CH_4 -4+4(1) = 0$ $H_2SO_4 2(1)+6+4(-2) = 0$
6. Сумма всех степеней окисления атомов в формуле иона, состоящего из нескольких элементов, равна значению заряда иона.	$SO_4^{2-} +6+4(-2) = -2$ $NO_3^- +5+3(-2) = -1$

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. Процесс отдачи электронов – *процесс окисления*. При окислении степень окисления повышается:



Процесс присоединения электронов – *процесс восстановления*. При восстановлении степень окисления понижается:



Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются **окислителями** (*акцепторами электронов*), а которые отдают электроны – **восстановителями** (*донорами электронов*).

Окислительно-восстановительные свойства вещества.

Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть *только окислителями* за счет этих атомов, так как они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления, могут быть *только восстановителями*, т.к. они способны лишь отдавать электроны, потому что внешний энергетический уровень у таких атомов завершен восемью электронами. Минимальная степень окисления у атомов металлов равна 0, для неметаллов – (n-8) (где n – номер группы в периодической системе). Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями, и восстановителями в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют и от условий реакции, т.е. *обладают окислительно-восстановительной двойственностью*.

Важнейшие восстановители и окислители

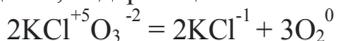
Восстановители	Окислители
металлы	галогены
водород	перманганат калия – KMnO_4
уголь	манганат калия – K_2MnO_4
окись углерода (II) – CO	оксид марганца (IV) – MnO_2
сероводород – H_2S	бихромат калия – $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
оксид серы (IV) – SO_2	хромат калия – K_2CrO_4
сернистая кислота H_2SO_3 и ее соли	азотная кислота – HNO_3
галогеноводородные кислоты и их соли	серная кислота – H_2SO_4 конц.
катионы металлов в наименьших степенях окисления:	оксид меди (II) – CuO
SnCl_2 , FeCl_2 , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	оксид свинца (IV) – PbO_2
азотистая кислота – HNO_2	пероксид водорода – H_2O_2
аммиак – NH_3	хлорид железа (III) – FeCl_3
оксид азота (II) – NO	бертоллегова соль – KClO_3

Классификация окислительно-восстановительных реакций:

1. *Реакции межмолекулярного (межатомных) окисления – восстановления* – реакции, в которых окислитель и восстановитель – разные вещества, причем эти вещества могут быть как простыми, так и сложными; обмен электронами в этих реакциях происходит между различными атомами или молекулами:



2. *Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления* – реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов одного и того же элемента. Внутримолекулярные реакции протекают, как правило, при термическом разложении веществ, содержащих окислитель и восстановитель:



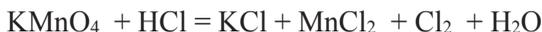
3. *Диспропорционирование (реакции самоокисления-самовосстановления)* – реакции, в которых один элемент одновременно повышает и понижает степень окисления:



Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Электронный баланс – метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. *Число электронов, отданное восстановителем, равно числу электронов, получаемых окислителем.* Уравнение составляется в несколько стадий:

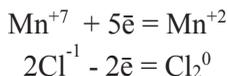
1. Записывают схему реакции:



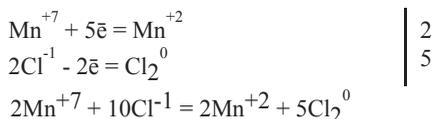
2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются:



3. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем:



4. Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления:



5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции:



Электрохимический ряд напряжения металлов. Если пластинку металла, погруженную в раствор его соли с концентрацией ионов металла, равной 1 моль/л, соединить со стандартным

водородным электродом, то получится гальванический элемент. Электродвижущая сила этого элемента (ЭДС), измеренная при 25°C, характеризует **стандартный электродный потенциал металла (E°)**. Металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, образуют так называемый **электрохимический ряд напряжений металлов: Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.**

Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов:

1. Чем более отрицателен электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность.

2. Каждый металл способен вытеснить (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов после него.

3. Все металлы, имеющие отрицательный стандартный электродный потенциал, т.е. находящиеся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода, способны вытеснить его из растворов кислот, а щелочные металлы вытесняют водород из воды.

Нужно отметить, что представленный ряд характеризует поведение металлов и их солей только в водных растворах и при комнатной температуре.

В зависимости от концентрации по-разному с металлами реагируют H_2SO_4 и HNO_3 .

Таблица 7

Взаимодействие серной и азотной кислот с металлами различной активности

Кислота	Металлы	Продукты	Примечание
1	2	3	4
HCl	до водорода после водорода	соль + H ₂ не реагирует	
H ₂ SO ₄ разб.	до водорода после водорода	соль + H ₂ не реагирует	
H ₂ SO ₄ конц.	до водорода после водорода	соль + H ₂ O + S (H ₂ S) соль + H ₂ O + + SO ₂	Fe, Al, Cr: Э ₂ O ₃ + + H ₂ O + S пассивация

1	2	3	4
HNO ₃ конц.	все кроме благородных металлов	соль + H ₂ O + NO ₂	Fe, Al, Cr: Э ₂ O ₃ + H ₂ O + NO ₂ пассивация
HNO ₃ разб.	до водорода после водорода	соль + H ₂ O + N ₂ O, N ₂ соль + H ₂ O + NO	
HNO ₃ очень разб.	до водорода	соль + H ₂ O + NH ₄ NO ₃	

Вопросы семинара: окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Электродные потенциалы. Ряд напряжения металлов.

Лабораторная работа: изучение окислительно-восстановительных реакций. Электрохимические процессы.

Ход работы:

1. Изучить взаимодействие перманганата калия с нитритом натрия (сульфитом натрия) в кислой, нейтральной и щелочной среде. Написать уравнения реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

2. Изучить взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия в кислой среде. Написать уравнения реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Налить в пробирку 3-4 капли раствора сульфата железа (II), добавить такой же объем 20% раствора серной кислоты и 2-3 капли разбавленного раствора азотной кислоты (1:3). Полученный раствор слегка подогреть и отметить цвет выделяющегося газа. Проверить степень окисления железа до и после опыта. Для этого налить в одну пробирку 2-3 капли исходного раствора FeSO₄, а в другую – такой же объем полученного после опыта раствора. Оба раствора разбавить 5–8 каплями воды и добавить к ним по 2-3 капли раствора NH₄CNS или KCNS. Тиоцианат-ион CNS⁻ является реактивом для обнаружения иона Fe³⁺, с которым он образует тиоцианат железа (III) – соединение ярко-красного цвета. Написать уравнения реакций.

4. В пять пробирок, содержащих по 1-2 мл раствора соляной кислоты, поместить: в первую – кусочек магния, во вторую – цинка, в третью – меди, в четвертую – алюминия, в пятую – железа. Что наблюдается? Сделайте вывод о расположении этих металлов в ряду стандартных электродных потенциалов.

5. В пробирку налейте 2-3 мл раствора сульфата меди и опустите кусочек металлического цинка. Через 5–10 мин отметьте изменение поверхности цинка и цвета раствора. Напишите уравнение реакции, укажите, что является окислителем, восстановителем. Какое положение занимают цинк и медь в ряду напряжения металлов? Пойдет ли реакция металлической меди с сульфатом цинка?

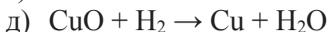
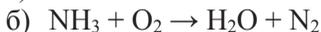
Вопросы для самоконтроля:

1. Чему равны высшие и низшие степени окисления элементов?
2. Какие элементы имеют постоянную степень окисления во всех сложных соединениях?
3. Какие степени окисления (положительные или отрицательные) имеют атомы металлов и неметаллов в сложных соединениях?
4. Может ли быть реакция только окислительной или только восстановительной? Почему?
5. Какие вещества могут быть и окислителями, и восстановителями? Приведите примеры.
6. Типы окислительно-восстановительных реакций. Приведите примеры.
7. На основании чего составлен электрохимический ряд напряжения металлов?
8. Что характеризует электрохимический ряд напряжения металлов?
9. Какой металл является самым сильным восстановителем?
10. Ионы какого металла являются самыми сильными окислителями?
11. Почему положение металлов в электрохимическом ряду напряжений не вполне соответствует положению в периодической системе?
12. Чему равны степени окисления элементов в соединениях с неполярной ковалентной связью?
13. Чему равны степени окисления элементов в соединениях с ионной связью?
14. Какие степени окисления называются промежуточными?
15. Чему равна алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле? Почему?

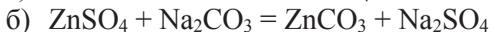
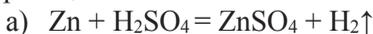
**Задачи и упражнения для подготовки по теме
«Окислительно-восстановительные процессы»**

1. Пользуясь периодической системой элементов Менделеева Д.И., объясните, как меняются окислительно-восстановительные свойства элементов в периодах и группах. Приведите примеры.

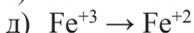
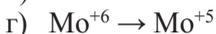
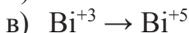
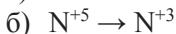
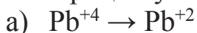
2. Какие из приведенных ниже реакций являются окислительно-восстановительными:



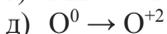
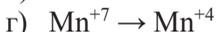
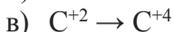
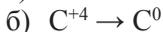
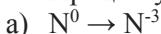
3. Определите на основе приведенных ниже уравнений, какие реакции являются окислительно-восстановительными:



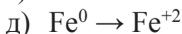
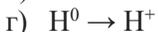
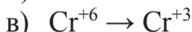
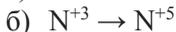
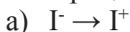
4. Процессу окисления соответствует превращение:



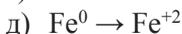
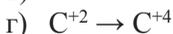
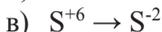
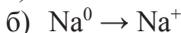
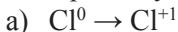
5. Процессу окисления соответствует превращение:



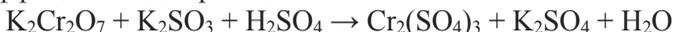
6. Процессу восстановления соответствует превращение:



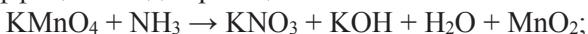
7. Процессу восстановления соответствует превращение:



8. Определите степени окисления элементов и подобрать коэффициенты для реакции:



9. Определите степени окисления элементов и подобрать коэффициенты для реакции:



10. Какое из следующих веществ может быть восстановителем:



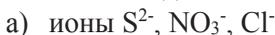
11. Какие из приведенных ниже соединений проявляют окислительно-восстановительную двойственность: NH_3 , H_2SO_3 , CO_2 , H_2S , O_2 , SO_2 , MnO_4 , K_2MnO_4 , HNO_2 , MnO_2 , Ag , CH_4 .

12. Какое из следующих веществ может быть окислителем:



13. Могут ли быть окислителями: а) металлы; б) ионы металлов; в) неметаллы?

14. Какими свойствами – окислительными или восстановительными – обладают:



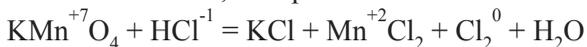
15. Какие из ионов и молекул Fe^{2+} , Br^- , H_2 , O_2 , F_2 , Pb^{2+} могут быть в реакциях только восстановителями? Только окислителями? Окислителями и восстановителями?

16. Какая из солей MnSO_4 или KMnO_4 может быть восстановителем? Почему?

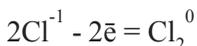
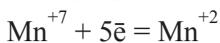
17. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции:



Решение. Записываем схему реакции с указанием степеней окисления элементов, которые их меняют:

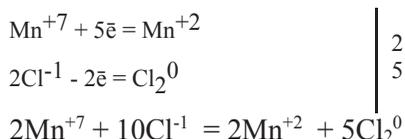


Выделяем элементы, изменяющие степени окисления и определяем число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем:



Окислителем в данной реакции является перманганат калия, восстановителем – соляная кислота (хлороводород).

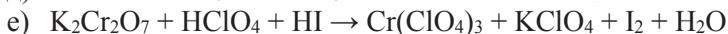
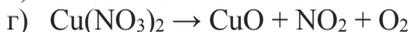
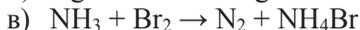
Уравниваем число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления:

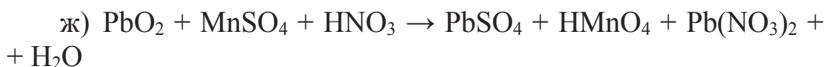


Затем подбираем коэффициенты для всех остальных участников реакции:



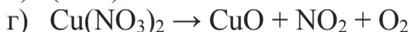
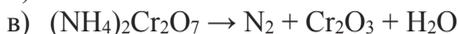
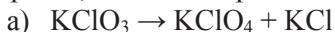
18. Методом электронного баланса подберите коэффициенты уравнениям окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схемам:





19. Почему процессы окисления и восстановления взаимосвязаны и взаимообусловлены? Ответ обоснуйте.

20. Какие из приведенных реакций относятся к внутримолекулярным, а какие – к реакциям диспропорционирования:



Подберите коэффициенты к каждой реакции методом электронного баланса.

21. Хлорид олова (II) можно получить взаимодействием металлического олова с 30%-ным раствором HCl. При этом выделяется водород. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции и рассчитайте объем водорода, выделяющегося при "растворении" 40 г олова.

22. Алюминий взаимодействует с концентрированными щелочами по реакции:



Составьте уравнение электронного баланса, подберите коэффициенты и рассчитайте массу алюминия, необходимую для получения 6,72 л H_2 .

23. Как сильный окислитель азотная кислота окисляет многие неметаллы. Взаимодействие с йодом протекает по реакции:



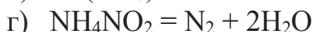
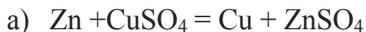
Расставьте коэффициенты в уравнении реакции и рассчитайте массу прореагировавшего йода, если выделилось 2,8 л оксида азота (II).

24. Укажите, какие из приведенных ниже веществ являются окислителями, а какие – восстановителями: FeCl_2 , Cl_2 , Zn , NH_3 , PbO_2 , KClO_3 , NaClO , HNO_3 , Mg , F_2 , O_2 , C .

25. Приведите примеры реакций, в которых оксид серы (IV) проявляет свойства или окислителя, или восстановителя.

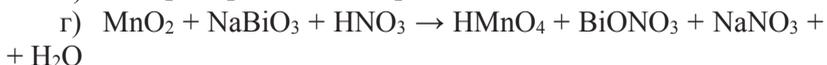
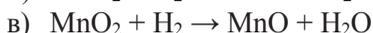
26. Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций, которые встречаются в природе и используются в промышленных производствах.

27. Укажите восстановитель и окислитель в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



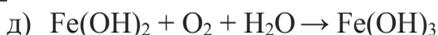
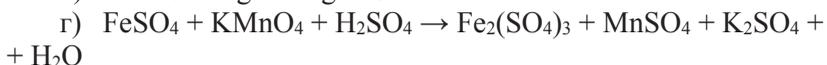
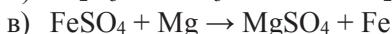
Подберите коэффициенты к каждой реакции методом электронного баланса.

28. В каких из приведенных ниже уравнений реакций оксид марганца (IV) MnO_2 проявляет свойства окислителя, а в каких – восстановителя:



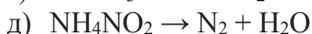
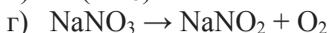
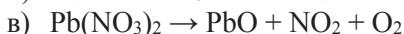
Подберите коэффициенты к каждой реакции методом электронного баланса.

29. В каких из приведенных ниже уравнений реакций соединения железа являются окислителями, в каких – восстановителями:



Подберите коэффициенты к каждой реакции методом электронного баланса.

30. Определите типы окислительно-восстановительных реакций:



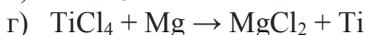
Подберите коэффициенты к каждой реакции методом электронного баланса.

31. В каких из указанных ниже веществ марганец может проявлять только восстановительные свойства или только окислительные свойства, или те и другие: KMnO_4 , MnO_2 , Mn_2O_7 , Mn , K_2MnO_4 , MnO .

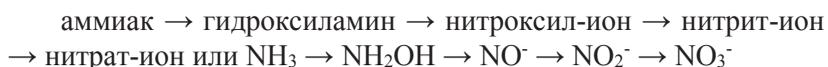
32. В каких из указанных ниже веществ хром может проявлять только восстановительные свойства или только окислительные свойства, или те и другие: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, CrO_3 , K_2CrO_4 , Cr , CrCl_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

33. В каких из указанных ниже веществ сера может проявлять только восстановительные свойства или только окислительные свойства, или те и другие: S , H_2S , H_2SO_3 , SO_3 , FeS , SO_2 , H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

34. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемам, лежащих в основе металлургических процессов:

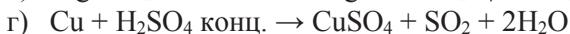
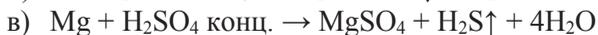
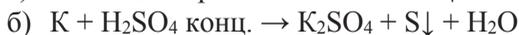
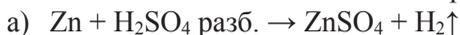


35. Нитрификацию, осуществляемую в природе микробами *Nitrosomonas* и *Nitrobacter*, можно изобразить следующей схемой:

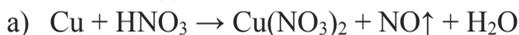


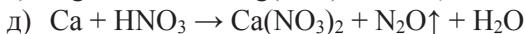
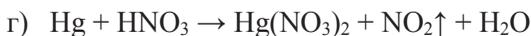
Вычислите степени окисления азота во всех этих соединениях. Какой процесс (окисление или восстановление) происходит на каждой из стадий приведенной схемы.

36. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемам взаимодействия металлов с серной кислотой:

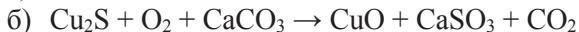


37. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах взаимодействия металлов с азотной кислотой:

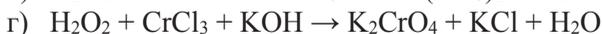
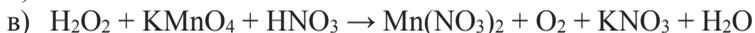
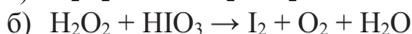




38. Методом электронного баланса подберите коэффициенты уравнениям окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схемам:



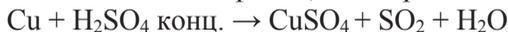
39. Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Укажите, в каких реакциях пероксид водорода играет роль окислителя, в каких – восстановителя:



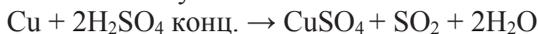
40. Допишите схему реакции, подобрав коэффициенты методом электронного баланса:



Решение. Написать продукты окислительно-восстановительных реакций можно, зная свойства веществ и наиболее характерные степени окисления элементов. Так, для меди в соединениях наиболее характерна степень окисления +2, следовательно, в присутствии SO_4^{2-} -ионов образуется сульфат меди (II) CuSO_4 . Сера в степени окисления +6 восстанавливается слабыми восстановителями (в данном случае-медь) до степени окисления +4, при этом образуется оксид серы (IV). Ионы водорода из кислоты при окислительно-восстановительных реакциях обычно входят в состав воды. Таким образом, схема реакции имеет вид:



Подбирая коэффициенты методом электронного баланса, окончательно получаем:



41. Допишите схемы реакций, подберите коэффициенты методом электронного баланса и укажите восстановитель и окислитель:



- б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \dots$
- в) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
- г) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \dots$

42. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:

- а) $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- б) $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
- в) $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$

43. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

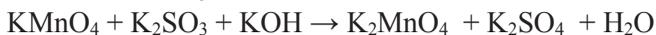
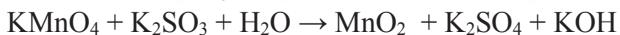
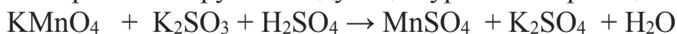
- а) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
- б) $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
- в) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$
- г) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnS}$

Укажите, какие из реакций относятся к окислительно-восстановительным. Коэффициенты в этих реакциях подберите методом электронного баланса.

44. Напишите уравнения реакции растворения цинка в соляной, разбавленной и концентрированной серной кислотах. Укажите, какие из них относятся к окислительно-восстановительным. Коэффициенты в реакциях подберите методом электронного баланса.

45. Может ли быть восстановителем азотная кислота? Как объясняются ее окислительные свойства? Приведите примеры.

46. Проанализируйте следующие уравнения реакций:



В каком случае глубина восстановления KMnO_4 :

- а) наибольшая
- б) наименьшая?

Коэффициенты в этих реакциях подберите методом электронного баланса.

47. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях играет сульфид-ион?

- а) окислителя;
- б) восстановителя;

в) и окислителя, и восстановителя;

г) не проявляет окислительно-восстановительных свойств.

Подтвердите ответ химическими реакциями.

48. Какие продукты превращения хлора образуются в окислительно-восстановительных реакциях, в которых хлор является окислителем:

а) KClO

б) HCl

в) Cl_2O

г) KClO_3

д) KCl

е) HClO_4

49. Какие продукты превращения хлора образуются в окислительно-восстановительных реакциях, в которых хлор является восстановителем:

а) KClO

б) HCl

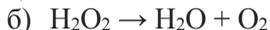
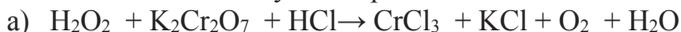
в) Cl_2O

г) KClO_3

д) KCl

е) HClO_4

50. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится каждая из следующих реакций:



Занятие 6

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОБ ЭНЕРГЕТИКЕ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Одним из признаков химической реакции является выделение или поглощение теплоты, происходящее при химических превращениях одних веществ в другие. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют *экзотермическими* реакциями, а сопровождающиеся поглощением теплоты – *эндотермическими*. К первым относятся, как правило, все реакции соединения, а типичными реакциями второго типа являются реакции разложения.

Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Уравнения химических реакций, в которых приводятся значения тепловых эффектов, называются *термохимическими*. Знак «+» перед значением теплового эффекта в правой части уравнения означает, что теплота выделяется, и, соответственно, знак «-» перед значением теплового эффекта в правой части уравнения означает, что теплота поглощается. Например, реакция сгорания метана – экзотермическая реакция: $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 891 \text{ кДж}$, а реакция образования сероуглерода – эндотермическая: $\text{C} + 2\text{S} = \text{CS}_2 - 88,7 \text{ кДж}$.

В термохимических уравнениях значение имеет и агрегатное состояние взаимодействующих веществ. Например, при образовании газообразной и жидкой воды выделяется различное количество теплоты:

$\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 242 \text{ кДж}$; $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 286 \text{ кДж}$. Разность тепловых эффектов этих реакций соответствует теплоте, выделяющейся при конденсации 1 моль воды: $286 \text{ кДж} - 242 \text{ кДж} = 44 \text{ кДж}$

Значение теплового эффекта в термохимическом уравнении строго соответствует количествам реагентов и продуктов, определяемым стехиометрическими коэффициентами. Наиболее часто встречающейся формой записи термохимических уравнений является такая, согласно которой образуется один моль

продукта реакций (поэтому в термохимических уравнениях используются нецелочисленные стехиометрические коэффициенты). Тогда тепловой эффект реакции взаимодействия водорода с кислородом $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 242 \text{ кДж}$ должен быть удвоен для реакции, в которой используются удвоенные (для получения целочисленных значений) коэффициенты: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 484 \text{ кДж}$.

Раздел химии, изучающий тепловые эффекты различных процессов, называется *термохимией*. Основные законы термохимии являются частными проявлениями закона сохранения и превращения энергии.

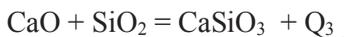
Первый термохимический закон – *тепловой эффект прямой реакции равен по абсолютному значению и противоположен по знаку тепловому эффекту обратной реакции*. Иначе говоря, осуществив в системе какой-либо химический процесс, а затем ему противоположный, мы возвращаем систему в первоначальное состояние с той же внутренней энергией, какую она имела. Первый закон термохимии может быть использован для определения теплот образования соединений, полученных косвенным путем. Например, оксиды хлора Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 не могут быть получены непосредственным взаимодействием хлора с кислородом, но они легко разлагаются на простые вещества, позволяя измерить тепловой эффект реакции разложения. Очевидно, что теплота образования этих оксидов равна тепловому эффекту реакций разложения, взятому с обратным знаком.

Второй термохимический закон (Г.И. Гесс, 1840 г.): *тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее протекания и определяется только начальным и конечным состоянием системы*. Например, силикат кальция можно получить двумя путями:

1) из простых веществ, сжигая эквимольные количества кальция и кремния совместно в кислороде: $\text{Ca} + \text{Si} + 3/2\text{O}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{Q}$;

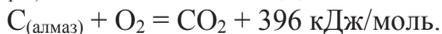
2) из простых веществ, предварительно превращенных в оксиды:

$\text{Ca} + \text{O}_2 = \text{CaO} + \text{Q}_1$; $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2 + \text{Q}_2$ с последующим взаимодействием оксидов:



Согласно закону Гесса получается: $Q = Q_1 + Q_2 + Q_3$.

Закон Гесса часто используют для определения тепловых эффектов, которые трудно или невозможно измерить непосредственно. Например, алмаз – неустойчивая модификация углерода по отношению к графиту. Из-за низкой скорости реакции теплоту превращения измерить невозможно $C_{(\text{алмаз})} \rightarrow C_{(\text{графит})}$. Но ее легко рассчитать, зная теплоты сгорания алмаза и графита в кислороде: $C_{(\text{графит})} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 394 \text{ кДж/моль}$;



Тогда теплота превращения $C_{(\text{алмаз})} \rightarrow C_{(\text{графит})} - 2 \text{ кДж/моль}$ ($Q = 2 \text{ кДж/моль}$).

Другой способ расчета теплового эффекта реакции основан на использовании теплот образования различных веществ. *Он равен разности сумм теплот образования продуктов реакции и исходных веществ (следствие закона Гесса)* (суммирование производят с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ, т.е. с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции).

Например, нужно узнать, какое количество теплоты выделится при сгорании 67,2 л (н.у.) C_2H_2 . Известны теплоты образования C_2H_2 , CO_2 и H_2O (существуют таблицы значений теплот образований многих соединений): $Q_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) = 393 \text{ кДж/моль}$; $Q_{\text{обр.}}(\text{C}_2\text{H}_2) = -228 \text{ кДж/моль}$; $Q_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{Oж}) = 286 \text{ кДж/моль}$. Теплота образования простых веществ, в данном случае кислорода, равна нулю: $Q_{\text{обр.}}(\text{O}_2) = 0$.

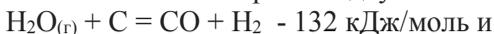
Записываем уравнение реакции $\text{C}_2\text{H}_2 + 5/2\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) + Q_x$, для которой, согласно следствию из закона Гесса, рассчитываем тепловой эффект: $Q_x = 2Q_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) + Q_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{Oж}) - Q_{\text{обр.}}(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \cdot 393 + 286 - (-228) = 1300 \text{ кДж/моль}$. Итак, при сжигании 1 моля C_2H_2 выделяется 1300 кДж теплоты, а при сжигании 67,2л (это 3 моля) выделяется $3 \cdot 1300 = 3900 \text{ кДж}$.

Внутренняя энергия и энтальпия. При термохимических расчетах особенно важным является один из видов тепловых эффектов – теплота (энтальпия - ΔH_{298}^0) образования – *это тепловой эффект реакции образования 1 моля химического соединения из простых веществ, устойчивых при данных условиях.*

Например, теплота образования силиката кальция есть тепловой эффект реакции, равный 1635 кДж на 1 моль продукта:



Необходимо помнить, что в термохимии и термодинамике приняты разные исходные положения для учета изменения энергии при химических реакциях. Если в термохимии рассматривается, сколько энергии приобрела или отдала окружающая среда, в которой происходит химическая реакция, то в термодинамике учитывается изменение энергии, происходящее в самой реакции при переходе исходных реагентов в продукты реакции. В термодинамике тепловой эффект реакции образования обозначают символом ΔH_{298}^0 , который численно равен, но противоположен по знаку величине Q . Следовательно, эндотермическим процессам ($-Q$) соответствуют положительные значения ΔH_{298}^0 , а экзотермическим ($+Q$) отрицательные, т. е. $-\Delta H_{298}^0$. Например, эндотермическая реакция паров воды с углем с учетом теплового эффекта может быть выражена двумя способами:



Обе записи термохимического уравнения химической реакции эквивалентны и показывают, что при взаимодействии паров воды с углем происходит поглощение теплоты (это отражено в первом случае записи реакции), а это приводит к увеличению теплосодержания в продуктах реакции – в оксиде углерода (II) и в водороде по сравнению с исходными веществами (отражено во втором случае).

Каждое вещество имеет определенный запас *внутренней энергии*, которая включает все виды энергии, характеризующие его: энергию движения молекул относительно друг друга, энергию движения электронов и атомов в молекуле и так далее. Запас внутренней энергии каждого тела зависит от природы этого тела, его массы и от условий, в которых оно находится.

Суммарная внутренняя энергия продуктов реакции в общем случае отличается от суммарной внутренней энергии реагентов, так как в процессе реакции происходит изменение молекулярного состава вещества, а, следовательно, и изменение межатомных расстояний в продуктах реакции по сравнению с исходными

реагентами. Одновременно происходит и перестройка электронных оболочек атомов взаимодействующих молекул. Эта суммарная разница как раз и соответствует тепловому эффекту реакции.

Энтропия и энергия Гиббса. Под *энтропией* S понимают меру, оценивающую степень беспорядка в системе. Чем в большей мере выражен беспорядок в системе, тем больше ее энтропия. Энтропия равна нулю у идеально правильно построенных кристаллов при температуре 0К, так как при этом расположение узловых частиц в кристаллической решетке характеризуется идеальным порядком – узловые частицы в кристалле неподвижны. С повышением температуры энтропия возрастает, так как движение частиц становится интенсивнее, вследствие чего увеличивается число способов их размещения. Энтропия возрастает при плавлении кристаллов, при переходе вещества в газообразное состояние. Изменяется энтропия и при протекании химических процессов. Эти изменения обычно особенно велики в случае реакций, приводящих к изменению числа молекул газов: увеличение числа газовых молекул приводит к возрастанию энтропии, уменьшение – к ее понижению.

При протекании в системе какого-либо процесса энтальпия системы уменьшается, а энтропия увеличивается. *Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал)* G для определенной массы какого-либо вещества характеризует запас химической энергии в ней. Если реакция осуществляется при постоянных давлении и температуре, то изменение энергии Гиббса будет равно: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

В этих условиях реакции протекают *самопроизвольно* в сторону уменьшения энергии Гиббса и энтальпии. При низких температурах *самопроизвольно* протекать могут экзотермические реакции, а при высоких – реакции, сопровождающиеся увеличением энтропии. Энтальпия образования и изобарный потенциал образования наиболее устойчивых простых веществ принимаются равными нулю.

Вопросы семинара: тепловые эффекты химических реакций. Термохимические уравнения. Закон Гесса, его использование для расчетов тепловых эффектов химических реакций. Понятие о внутренней энергии, энтальпии, энтропии, свободной энергии Гиббса. Направление химических процессов.

Лабораторная работа: определение энтальпии растворения безводного карбоната натрия.

Ход работы: опыт проводится в упрощенном калориметре. Во внутренний стакан налить 25 мл воды, отмеренной мерным цилиндром. Опустить в воду термометр. На весах отвесить 5 г Na_2CO_3 . Измерить температуру воды в калориметре (начальную температуру $t_{\text{нач}}$). Всыпать в стакан отвешенную соль. Осторожно перемешивать раствор стеклянной палочкой в течение 5–7 минут. Записывать показания термометра первые 3 минуты с интервалом в 0,5 минут, дальше через 1 мин. по приведенной ниже форме в виде таблицы.

Таблица 8

Результаты эксперимента

τ , мин	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	4	5	6	7
t °C	$t_{\text{нач}}$										

По полученным данным построить кривую "температура – время", откладывая по оси абсцисс время в минутах, по оси ординат – температуру.

Определить по графику наивысшую температуру раствора $t_{\text{макс}}$ и вычислить разность температур: $\Delta t = t_{\text{макс}} - t_{\text{нач}}$.

Зная общую массу раствора, равную сумме массы соли и массы воды, и приняв удельную теплоемкость раствора карбоната натрия равной теплоемкости воды, т.е. 4,184 дж/г·град (1 кал/г·град), а его плотность равной единице, определить количество теплоты (Q), выделяющейся при растворении безводного Na_2CO_3 в пересчете на 1 моль безводной соли:

$$Q = \frac{(m_{\text{соли}} + m_{\text{воды}})\Delta t M 4,184}{1000 m_{\text{соли}}}$$

Рассчитать по закону Гесса теоретический тепловой эффект и сравнить его с тепловым эффектом, найденным опытным путем. Необходимо учесть процессы гидратации:



Тепловой эффект процесса растворения равен алгебраической сумме теплоты гидратации безводной соли и теплоты растворения гидратированной соли.

Вычислите абсолютную и относительную ошибки опыта.

Вопросы для самоконтроля:

1. Почему при протекании химических реакций энергия выделяется или поглощается?
2. Что называется тепловым эффектом химической реакции? В каких единицах он выражается?
3. Что называется стандартным тепловым эффектом?
4. Что характеризует энтальпия?
5. Чему равно изменение энтальпии (ΔH) для химической реакции?
6. Почему изменение энтальпии для экзотермических реакций имеет отрицательное значение ($\Delta H < 0$), а для эндотермических – положительное ($\Delta H > 0$)?
7. К каким количествам веществ относится тепловой эффект, который записывается в термохимическом уравнении реакции?

Занятие 7-8

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химические реакции протекают с самыми *различными скоростями*. Например, коррозия металлов проходит медленно, месяцами; осаждение малорастворимых солей – быстро. Раздел химии, изучающий скорости химических реакций, называется *химической кинетикой*. Для того, чтобы произошла химическая реакция, необходимо: **1.** Столкновение частиц; **2.** Достаточный запас энергии у этих частиц. Химические реакции могут протекать между веществами в различных агрегатных состояниях. В зависимости от этого различают гомогенную и гетерогенную системы. Если реакция протекает *в гомогенной системе*, то она идет во всем объеме этой системы. Например, при взаимодействии растворов серной кислоты и тиосульфата натрия, помутнение из-за образования серы, наблюдается во всем объеме:



Если реакция протекает *в гетерогенной системе*, то она может идти только на поверхности раздела фаз, образующих систему. Например, растворение металла в кислоте идет только на поверхности металла, т.к. только здесь соприкасаются друг с другом реагирующие вещества: $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$. Поэтому скорости гомогенной и гетерогенной реакций определяются по-разному.

Факторы, влияющие на скорость химических реакций

1. Природа реагирующих веществ. Большую роль играет характер химических связей и строение молекул реагентов. Реакции протекают в направлении разрушения менее прочных связей и образования веществ с более прочными связями. Так, для разрыва связей в молекулах H_2 и N_2 требуются высокие энергии; такие молекулы мало реакционноспособны. Для разрыва связей в сильнополярных молекулах, таких как HCl , H_2O ,

требуется меньше энергии, и скорость реакции значительно выше. Реакции между ионами в растворах электролитов протекают практически мгновенно. Например: фтор с водородом реагирует со взрывом при комнатной температуре, бром с водородом взаимодействует медленно и при нагревании.

2. Концентрация реагирующих веществ. С увеличением концентрации (числа частиц в единице объема) чаще происходят столкновения молекул реагирующих веществ и, следовательно, скорость реакции возрастает. **По закону действующих масс** (К. Гульдберг, П. Вааге, 1867 г.) скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ: $aA + bB + \dots \rightarrow \dots \vartheta = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b \dots$

Константа скорости реакции **k** зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора, но не зависит от значения концентраций реагентов. Физический смысл константы скорости заключается в том, что она равна скорости реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ. Для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы в выражение скорости реакции не входит.

3. Температура. Согласно **правилу Вант-Гоффа** при повышении температуры на каждые 10 °С скорость реакции возрастает в 2-4 раза:

$$\frac{\vartheta_{t_2}}{\vartheta_{t_1}} = \gamma^{\frac{(t_2 - t_1)}{10}},$$

где ϑ_{t_2} и ϑ_{t_1} – скорости реакции при температурах t_2 и t_1 соответственно; γ – температурный коэффициент данной реакции (число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на 10°).

Правило Вант-Гоффа применимо только в узком интервале температур. Более точным является уравнение Аррениуса:

$$k = A \cdot e^{-Ea/RT},$$

где A – постоянная, зависящая от природы реагирующих веществ;
 R – универсальная газовая постоянная;

E_a – энергия активации, т.е. энергия, которой должны обладать сталкивающиеся молекулы, чтобы столкновение привело к химическому превращению. Чем больше энергия активации E_a , тем сильнее возрастает скорость реакции при увеличении температуры.

4. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ.

Для гетерогенных систем (когда вещества находятся в разных агрегатных состояниях), чем больше поверхность соприкосновения, тем быстрее протекает реакция. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, а для растворимых веществ – путем их растворения.

5. **Катализаторы.** Вещества, которые участвуют в реакциях и увеличивают ее скорость, оставаясь к концу реакции неизменными, называются *катализаторами*. Механизм действия катализаторов связан с уменьшением энергии активации реакции за счет образования промежуточных соединений. При *гомогенном катализе* реагенты и катализатор составляют одну фазу (находятся в одном агрегатном состоянии), при *гетерогенном катализе* – разные фазы (находятся в различных агрегатных состояниях). Замедлить протекание нежелательных химических процессов в некоторых случаях можно, добавляя в реакционную среду ингибиторы (явление "отрицательного катализа").

Лишь небольшое количество химических процессов протекает практически полностью. Например, $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$ или $AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$. Такие реакции называются **необратимыми**. В основном химики имеют дело с **обратимыми** реакциями, т.е. с процессами, которые могут протекать как в прямом, так и в обратном направлениях. **Химическое равновесие** – состояние системы, в котором скорость прямой реакции (ϑ_1) равна скорости обратной реакции (ϑ_2). При химическом равновесии концентрации веществ остаются неизменными. Химическое равновесие имеет динамический характер: прямая и обратная реакции при равновесии не прекращаются. Состояние химического равновесия количественно характеризуется константой равновесия, представляющей собой отношение констант прямой (k_1) и обратной (k_2) реакций. Для реакции $mA + nB \leftrightarrow pC + dD$ константа равновесия равна $K = k_1/k_2 = ([C]^p \cdot [D]^d)/([A]^m \cdot [B]^n)$.

Константа равновесия K зависит от температуры и природы реагирующих веществ. Чем больше константа равновесия, тем больше равновесие сдвинуто в сторону образования продуктов прямой реакции.

Система будет находиться в равновесии до тех пор, пока внешние условия будут сохраняться постоянными. Если же условия изменить, то система выйдет из химического равновесия и пойдет химическая реакция. Наибольшее значение имеют случаи нарушения равновесия в результате изменения концентрации какого-либо из веществ, участвующих в обратимом химическом процессе, температуры и давления.

При увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в равновесии, равновесие смещается в сторону расхода этого вещества и, наоборот, **при уменьшении концентрации** какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.

При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, а **при понижении температуры** – в направлении экзотермической реакции.

Когда в реакции участвуют газы, равновесие можно нарушить при изменении объема системы. **При увеличении давления** путем сжатия системы, равновесие сдвигается в сторону уменьшения числа молекул газа, т.е. в сторону понижения давления. **При уменьшении давления** равновесие сдвигается в сторону возрастания числа молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления.

Катализаторы не влияют на положение равновесия.

Все рассмотренные зависимости представляют собой частные случаи общего принципа, называемого **принципом Ле Шателье**: если на систему, находящуюся в равновесии оказать какое-либо воздействие (изменить концентрацию, температуру, давление), то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится.

Вопросы семинара: понятие скорости реакции. Закон действия масс, константа скорости. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Влияние катализатора на скорость процесса.

Обратимость химических реакций, химическое равновесие, константа равновесия. Принцип Ле Шателье. Факторы, влияющие на химическое равновесие.

Лабораторные работы:

1. Влияние концентрации реагирующих веществ (а), температуры (б) и катализатора (в) на скорость химических реакций

2. Влияние концентрации реагирующих веществ (а) и температуры (б) на состояние химического равновесия.

1а. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Ход работы: в три пробирки наливают по 1 мл 0,25 М раствора H_2SO_4 , в три других:

в 1-ю – 1 мл 1 н раствора $Na_2S_2O_3$ + 2 мл H_2O ;

во 2-ю – 2 мл 1 н раствора $Na_2S_2O_3$ + 1 мл H_2O ;

в 3-ю – 3 мл 1 н раствора $Na_2S_2O_3$

По очереди попарно сливают приготовленные растворы, отмечают время по секундомеру от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции. Тиосульфат натрия с серной кислотой реагирует по уравнению:



Результаты наблюдений занести в таблицу:

Таблица 9

Результаты эксперимента

Объем, мл			Концентрация $Na_2S_2O_3$ $c = \frac{a}{a + b + v}$	Промежуток времени от начала отсчета до появления опалесценции	Скорость реакции $v = \frac{1}{t}$
$Na_2S_2O_3$ а	H_2O б	H_2SO_4 в			

Представить график зависимости скорости реакции от концентрации. Сделать соответствующий вывод.

1 б. Зависимость скорости химической реакции от температуры

Изучается реакция взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой при трех температурах. Для этого необходимо повторить один из трех опытов из предыдущего раздела в упрощенном термостате (теплоизолированных химических стаканах) при трех температурах, измеряя в каждом случае время протекания реакции. Данные наблюдений оформить в виде таблицы:

Таблица 10

Результаты эксперимента

№	Температура, °С	Промежуток времени от начала отсчета до помутнения, t с.	Скорость реакции $v = \frac{1}{t}$

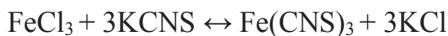
Представить график зависимости скорости реакции от температуры. Сделать соответствующие выводы.

1в. Зависимость скорости химической реакции от катализатора

Изучается реакция разложение пероксида водорода. В 3 пробирки налить по 2 мл пероксида водорода. Отметить, что заметного разложения не наблюдается, так как в обычных условиях эта реакция протекает медленно. Затем одновременно прибавить в первую пробирку несколько кристалликов MnO_2 , в другую – такое количество SiO_2 , в третью – Fe_2O_3 . Наблюдать разложение пероксида водорода. Поднесите к отверстию пробирок тлеющую лучину. Одинаково ли быстро разлагается пероксид водорода? Что является катализатором этой реакции? Написать реакцию разложения пероксида водорода. Сделать соответствующие выводы.

2а. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Ход работы: в четыре пробирки внести по 1 мл 0,3 М раствора хлорида железа (III) – $FeCl_3$ и по 1 мл 0,6 М раствора роданида калия – $KCNS$. Легким встряхиванием пробирок размешать растворы. Все пробирки поставить в штатив, одну пробирку с раствором в качестве контрольной, для сравнения. В растворе имеет место обратимая реакция:



Трироданид железа имеет красную окраску. В одну из пробирок добавляют 1 мл FeCl_3 – 0,3 М, в другую 1 мл KCNS 0,6 М, в третью 2-3 микрошпателя KCl . Отмечают изменение интенсивности окраски в каждом случае, сравнивая эти растворы с раствором в контрольной пробирке. Результаты записывают в таблицу по форме:

Таблица 11

Результаты эксперимента

№ пробирки	Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски (усиление, ослабление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1	1 мл 0,3 М FeCl_3		
2	1 мл 0,6 М KCNS		
3	2-3 микрошпателя KCl		
4	-		

2б. Влияние температуры на состояние химического равновесия

Изучается реакция димеризации двуокиси азота, протекающая по уравнению: $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + 62,76 \text{ кДж}$. Газ NO_2 темного бурого цвета, N_2O_4 – бледно-желтый, почти бесцветный. Поэтому по изменению окраски газовой смеси можно судить об изменении концентрации ее компонентов, т.е. смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции.

Берут заполненную двуокисью азота U – образную запаянную трубку, переворачивают ее концами вниз, помещая одно колено трубки в стакан с горячей водой, другое – в стакан с холодной водой. Наблюдается уменьшение интенсивности бурой окраски в том колене, которое находится в холодной воде, и усиление в колене, находящемся в горячей воде. Выньте трубку из

стаканов, и то колесо, которое было в холодной, опустите в горячую воду, а колесо из горячей воды – в холодную. Через 2-3 минуты выньте трубку из стаканов и отметьте изменение окраски. В каком направлении происходит смещение равновесия оксидов азота при нагревании и охлаждении? Сделайте выводы.

Вопросы для самоконтроля:

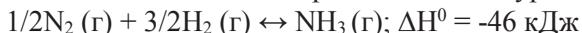
1. Какой раздел химии изучает скорость химических реакций?
2. Что такое скорость химической реакции? В каких единицах выражается скорость?
3. Как определяется скорость химической реакции? От каких факторов она зависит?
4. Сформулируйте основной закон химической кинетики.
5. Каков физический смысл константы химической реакции?
6. Какие реакции относятся к необратимым? Приведите примеры.
7. Почему химическое равновесие называется динамическим?
8. Какие концентрации называются равновесными?
9. Что такое константа равновесия? От чего она зависит, что характеризует?
10. Что называется смещением или сдвигом равновесия?

Задачи и упражнения для подготовки по теме

«Основные закономерности протекания химических реакций»

1. По термохимическому уравнению синтеза аммиака рассчитайте, сколько теплоты выделяется при образовании 2 л аммиака (н.у.).

Решение. Записываем термохимическое уравнение:

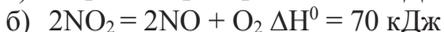


Составляем пропорцию:

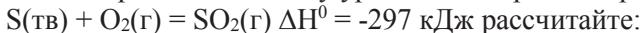
при образовании 22,4 л NH_3 выделяется 46 кДж теплоты,

а при образовании 2 л NH_3 - X. Тогда $X = 46 \cdot 2/22,4 = 4,1$ кДж

2. Определите, какие из следующих реакций являются экзотермическими, а какие – эндотермическими?



3. По термохимическому уравнению горения серы:

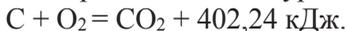


а) какое количество теплоты выделится при сгорании 640 г серы?

б) сколько литров кислорода (н.у.) вступает в реакцию, если при этом выделяется 59,4 кДж теплоты?

в) сколько граммов серы сгорело, если известно, что выделилось 594 кДж теплоты?

4. Термохимическое уравнение реакции горения угля:



Какова масса сгоревшего угля, если при реакции выделилось 167600 кДж теплоты?

5. Рассчитайте, какое количество теплоты выделится при сгорании 67,2 л ацетилена:



$$(Q_{\text{обр.}(CO_2)} = 393 \text{ кДж/моль}; Q_{\text{обр.}H_2O} = 286 \text{ кДж/моль};$$

$$Q_{\text{обр.}C_2H_2} = 228 \text{ кДж/моль}).$$

6. По закону Гесса вычислите теплоту конденсации воды

$$(Q_{\text{обр.}H_2O(\text{ж})} = 286 \text{ кДж/моль}; Q_{\text{обр.}H_2O(\text{г})} = 242 \text{ кДж/моль}).$$

7. При образовании 1 моля HI из I₂ и H₂ выделилось 3000 кал тепла. Чему равна энтальпия образования HI?

8. Чему равен тепловой эффект реакции $2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$ по тепловым эффектам реакций: $2P + 3Cl_2 = 2PCl_3 + 644,34 \text{ кДж/моль}$ и $PCl_3 + Cl_2 = PCl_5 + 125,55 \text{ кДж/моль}$?

Чему равна энтальпия этой реакции?

9. Определите, какие из следующих реакций являются экзотермическими, а какие – эндотермическими?



10. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля хлора выделилось 44000 кал тепла.

Вычислите энтальпию образования HCl.

11. В смеси, состоящей из 22,4 л хлора и 22,4 л водорода, прошла реакция.

Каково изменение энтальпии данной реакции? ($\Delta H_{HCl} = -22000 \text{ кал/моль}$).

12. По термохимическому уравнению $C(тв) + O_2(г) = CO_2(г)$; $\Delta H^0 = -394$ кДж рассчитайте:

- а) сколько выделится теплоты при сгорании 1 кг угля?
- б) сколько литров кислорода вступило в реакцию (н.у.), если выделилось 240 кДж теплоты?
- в) сколько литров углекислого газа (н.у.) образуется, если выделяется 788 кДж теплоты?

13. Составьте термохимическое уравнение образования жидкой воды из простых веществ, если известно, что при образовании 1 моля воды выделяется 286 кДж теплоты.

14. Составьте термохимическое уравнение образования газобразной воды из простых веществ, если известно, что при образовании 9 г $H_2O(г)$ выделяется 123 кДж теплоты.

Обратите внимание, что при образовании воды в разных агрегатных состояниях – $H_2O(г)$ и $H_2O(ж)$ – выделяется разное количество теплоты.

15. Определите, выделяется или поглощается энергия в процессе реакции $H_2 + Cl_2 = 2HCl$,

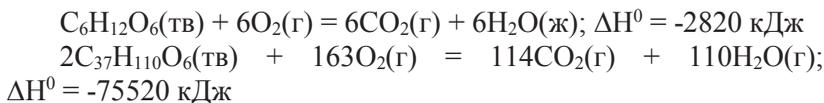
если известно, что:

- а) при разрыве химической связи в молекуле H_2 поглощается 416,8 кДж энергии (в расчете на 1 моль);
- б) при разрыве химической связи в молекуле Cl_2 поглощается 243,6 кДж энергии (в расчете на 1 моль);
- в) при образовании новой химической связи в молекуле HCl выделяется 433,02 кДж энергии (в расчете на 1 моль).

16. Составьте термохимическое уравнение образования гидроксида кальция из оксида кальция и воды, если известно, что при образовании 1 моля гидроксида кальция выделяется 165,3 кДж теплоты.

17. По термохимическому уравнению $N_2(г) + 3H_2(г) = 2NH_3(г)$; $\Delta H^0 = -92$ кДж рассчитайте, сколько теплоты выделится при образовании 67,2 л аммиака при н.у.

18. Главным источником энергии для большинства животных организмов являются жиры и углеводы. В организме эти вещества «сгорают» – окисляются кислородом, поступающим из воздуха в легкие и переносимым гемоглобином крови. Теплотворная способность (калорийность) пищи оценивается ее тепловым эффектом сгорания (кДж/г или ккал/г). сравните калорийность углеводов (глюкозы) и жиров (тристеарат глицерина):



19. Составьте выражения констант равновесия для следующих гомогенных систем:



20. Напишите выражения констант равновесия для следующих гетерогенных систем:



21. Вычислите равновесные концентрации водорода и йода, если известно, что их исходные концентрации C_{H_2} и C_{I_2} составляли 0,02 моль/л, а равновесная концентрация HI равна 0,03 моль/л. Вычислите константу равновесия.

Решение. Из уравнения реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ видно, что на образование 0,03 моль/л HI расходуется 0,015 моль/л водорода и столько же йода. Следовательно, их равновесные концентрации равны и составляют $0,02 - 0,015 = 0,005$ моль/л, а константа равновесия

$$K = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = 0,03^2 / 0,005^2 = 36.$$

22. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ (при 625К) $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л;

$[\text{CO}] = 0,2$ моль/л и $[\text{COCl}_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и начальные концентрации хлора C_{Cl_2} и оксида углерода (II) C_{CO} .

Решение. Константа равновесия данной реакции

$$K = [\text{COCl}_2] / [\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2] = 1,2 / 0,3 \cdot 0,2 = 20.$$

Из уравнения реакции видно, что для образования 1,2 моль/л COCl_2 расходуется по 1,2 моль/л CO и Cl_2 .

Следовательно, исходная концентрация хлора $\text{C}_{\text{Cl}_2} = 0,3 + 1,2 = 1,5$ моль/л, в оксида углерода (II) $\text{C}_{\text{CO}} = 0,2 + 1,2 = 1,4$ моль/л.

23. Исходные концентрации оксида углерода (II) и паров воды равны и составляют 0,03 моль/л. Вычислите равновесные концентрации CO , H_2O и H_2 в системе $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если равновесная концентрация CO_2 оказалось равной 0,01 моль/л.

Вычислите константу равновесия.

24. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ составляли соответственно $[\text{SO}_2] = 0,04$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,02$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

25. Вычислите константу равновесия системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, если в состоянии равновесия концентрация аммиака составляет 0,4 моль/л, азота 0,03 моль/л, а водорода 0,1 моль/л.

26. Как запишется уравнение для константы химического равновесия реакции разложения карбоната кальция?

27. Как запишется выражение для скорости реакции горения серы?

28. Напишите выражение скорости реакций, протекающих между:

- а) азотом и кислородом;
- б) водородом и кислородом;
- в) оксидом азота (II) и кислородом;
- г) диоксидом углерода и раскаленным углем

29. Напишите выражение скорости реакций, протекающих по схеме $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, если:

- а) А и В – газообразные вещества;
- б) А и В – жидкости, смешивающиеся в любых отношениях;
- в) А и В – вещества, находящиеся в растворе;
- г) А – твердое вещество, а В – газ или вещество, находящееся в растворе.

30. Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ и определите, во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если:

- а) концентрация А увеличивается в два раза;
- б) концентрация В увеличится в два раза;
- в) концентрация обоих веществ увеличивается в два раза.

31. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода (II) в системе

$2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$, чтобы скорость реакции увеличилась в четыре раза?

32. Напишите уравнение скорости реакции $C + O_2 = CO_2$ и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении концентрации кислорода в три раза.

33. Реакция между оксидом азота (II) и хлором протекает по уравнению $2NO + Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$. Как изменится скорость реакции при увеличении:

- а) концентрации оксида азота в два раза;
- б) концентрации хлора в два раза;
- в) концентрации обоих веществ в два раза

34. Напишите уравнение зависимости скорости реакции $4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$ от концентрации реагирующих веществ.

35. Во сколько раз увеличится скорость реакции $CO + Cl_2 = COCl_2$, если концентрация исходных веществ увеличится в 3 раза?

36. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

37. Во сколько раз увеличиться скорость химической реакции при повышении T на $50\text{ }^\circ\text{C}$, если температурный коэффициент равен 2?

38. Чему равен температурный коэффициент, если при увеличении температуры на $50\text{ }^\circ\text{C}$ скорость реакции возросла в 32 раза?

39. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

Направление, в котором происходит смещение равновесия при изменении внешних условий, можно определить применяя *принцип Ле Шателье*, согласно которому если находящуюся в равновесии систему подвергнуть внешнему воздействию (изменить температуру, концентрации или давление), то в системе происходят изменения, уменьшающие то внешнее воздействие.

40. В системе $A + B \leftrightarrow C$, $\Delta H^0 < 0$, где A , B и C – газы, установилось равновесие. Какое влияние на равновесное количество вещества C в единице объема системы окажут:

- а) увеличение давления;
- б) увеличение количества вещества A в системе;
- в) повышение температуры?

Решение.

1) При протекании реакции общее количество вещества газобразных веществ уменьшается (с 2 моль до 1 моль). В соответствии с принципом Ле Шателье повышение давления приведет к смещению равновесия в сторону реакции, приводящей к меньшему количеству газов, т.е. в сторону образования вещества С. Следовательно, $n(\text{C})$ увеличивается.

2) При увеличении $n(\text{A})$ равновесие будет смещаться в сторону реакции, которая уменьшает $n(\text{A})$, т.е. в сторону образования продукта С. Следовательно, $n(\text{C})$ увеличивается.

3) Так как $\Delta H^0 < 0$, то теплота выделяется в ходе прямой реакции, она является экзотермической. Обратная реакция будет эндотермической. Повышение температуры всегда благоприятствует протеканию реакции с поглощением теплоты, т.е. равновесие сместится в сторону веществ А и В, и $n(\text{C})$ уменьшится.

41. При определенных условиях реакция хлороводорода с кислородом является обратимой: $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H^0 = -116,4 \text{ кДж}$. Какое влияние на равновесное состояние системы окажут:

- увеличение давления;
- повышение температуры;
- введение катализатора?

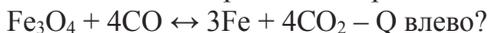
Решение.

1) Все вещества в системе – газы. В соответствии с принципом Ле Шателье повышение давления приводит к смещению равновесия в сторону реакции, приводящей к меньшему количеству веществ газов, т.е. в сторону образования Cl_2 и H_2O .

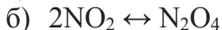
2) Так как прямая реакция экзотермическая, то повышение температуры будет способствовать протеканию процесса с поглощением теплоты, т.е. равновесие сместится в сторону протекающей эндотермической реакции – образования HCl и O_2 .

3) Катализатор в одинаковой степени ускоряет прямую и обратную реакции, поэтому в его присутствии равновесные количества веществ не изменятся.

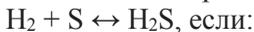
42. Как сместить равновесие реакции



43. В какую сторону сместятся равновесия в реакциях при повышении давления?



44. В каком направлении сместится равновесие системы



а) увеличить концентрацию водорода;

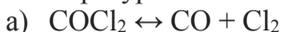
б) понизить концентрацию сероводорода?

45. В каком направлении сместится равновесие системы $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_4 + 4\text{H}_2$, если:

а) увеличить концентрацию водорода;

б) уменьшить концентрацию паров воды?

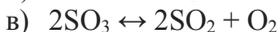
46. В каком направлении сместится равновесие при повышении температуры систем:



$\Delta H^0 = 113 \text{ кДж}$

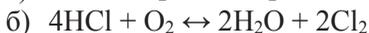


$\Delta H^0 = -171 \text{ кДж}$



$\Delta H^0 = 192 \text{ кДж}$

47. В каком направлении сместится равновесие при повышении давления в системах:



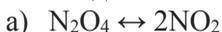
48. Реакция протекает по уравнению



Изменением каких параметров можно добиться смещение равновесия в сторону образования оксида серы (VI)?

49. Как надо изменить температуру и давление, чтобы равновесие в реакции разложения карбоната кальция $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$, $\Delta H^0 = 178 \text{ кДж}$ сместить в сторону продуктов разложения.

50. На какую из приведенных ниже систем может повлиять изменение давления?



Занятие 9

**КОЛИЧЕСТВЕННОЕ ВЫРАЖЕНИЕ
СОСТАВА РАСТВОРОВ. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ**

Растворы – однородная многокомпонентная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия. По агрегатному состоянию растворы могут быть жидкими (морская вода), газообразными (воздух) или твёрдыми (многие сплавы металлов). Размеры частиц в истинных растворах – менее 10^{-9} м (порядка размеров молекул). Из всех видов растворов чаще всего встречаются и используются жидкие, а из всех жидких растворов самыми распространенными являются водные.

Растворение как физико-химический процесс. Растворы образуются при взаимодействии растворителя и растворенного вещества. Процесс взаимодействия растворителя и растворенного вещества называется *сольватацией* (если растворителем является вода – *гидратацией*). Растворение протекает с образованием различных по форме и прочности продуктов – гидратов. При этом участвуют силы как физической, так и химической природы. Процесс растворения вследствие такого рода взаимодействий компонентов сопровождается различными тепловыми явлениями.

Энергетической характеристикой растворения является *теплота образования раствора*, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо- и экзотермических стадий процесса. Наиболее значительными среди них являются:

- *поглощающие тепло процессы* – разрушение кристаллической решётки, разрывы химических связей в молекулах;
- *выделяющие тепло процессы* – образование продуктов взаимодействия растворенного вещества с растворителем и др.

Если энергия разрушения кристаллической решетки меньше энергии гидратации растворенного вещества, то растворение идет с выделением теплоты (наблюдается разогревание). Так, растворение NaOH – экзотермический процесс: на разрушение кристаллической решетки тратится 884 кДж/моль, а при образовании гидратированных ионов Na^+ и OH^- выделяется соответственно 422 и 510 кДж/моль. Если энергия кристаллической

решетки больше энергии гидратации, то растворение протекает с поглощением теплоты (при приготовлении водного раствора NH_4NO_3 наблюдается охлаждение).

Растворимость. Растворение представляет собой самопроизвольный процесс. Переход веществ в раствор сопровождается постепенным увеличением его концентрации. Но имеет место и обратный процесс – выделение вещества из раствора – *кристаллизация*. Вначале преобладает процесс растворения, но со временем скорости этих двух процессов выравниваются, и наступает динамическое равновесие: концентрация растворяемого вещества остается постоянной. Такое состояние может продолжаться неопределенно долго, если не изменяются условия, при которых образован раствор (Т, добавление растворителя и т.п.). Раствор, в котором достигается такое равновесие, называется *насыщенным*, а *растворимость* – это способность вещества растворяться в данном растворителе. Мерой растворимости служит концентрация насыщенного при данной температуре раствора. Она является качественной характеристикой растворимости и приводится в справочниках в граммах на 100 г растворителя (при определенных условиях).

По растворимости твердые вещества условно делят на легкорастворимые, трудно- или малорастворимые и нерастворимые. Если в 100 г воды при 20 °С растворяется более 10 г вещества, то оно считается *легкорастворимым*. Если при тех же условиях растворяется 0,01–1 г, то вещество – *труднорастворимое*; если в раствор переходит менее 0,01 г вещества – практически *нерастворимым*. Это деление условно и в природе абсолютно нерастворимых веществ не существует.

Состав любого раствора может быть выражен как качественно, так и количественно. *При качественной оценке* растворов применяют такие понятия, как разбавленный и концентрированный раствор. Раствор с низким содержанием растворенного вещества называют *разбавленным*, а с относительно высоким содержанием растворенного вещества – *концентрированным*. Такая оценка весьма относительна, так как для растворов различных веществ эти понятия имеют свои ограничения. Например, 36% раствор для HCl – очень концентрирован, а для H_2SO_4 – умеренно концентрирован.

Для количественной характеристики растворов используют следующие способы выражения концентраций:

1. **Массовая доля растворенного вещества** – это отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора. Ее можно выразить в долях от единицы: $\omega(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва})/m(\text{р-ра})$ или в процентах: $\omega(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва})/m(\text{р-ра}) \cdot 100\%$ (*процентная концентрация*). Например, 12% раствор КОН содержит 12 единиц массы КОН в 100 единицах массы растворителя. Для его приготовления берут 12 единиц массы КОН и 88 единиц массы растворителя (воды).

Водные растворы с различной массовой долей растворенного вещества имеют разную плотность, которую определяют ареометром.

2. **Молярная концентрация (СМ)** – число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора: $c_B = n_B/V_p$, где c_B – молярная концентрация растворенного вещества В, моль/л; n_B – количество растворенного вещества В, моль; V_p – объем раствора, л.

Молярная концентрация измеряется в моль/л и обозначается "М". Например, 2М NaOH – двухмолярный раствор гидроксида натрия. Один литр такого раствора содержит 2 моль вещества или 80 г ($M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль). Если вещество обладает большой растворимостью и малой молярной массой, то можно приготовить растворы с высокой молярной концентрацией, например, растворы нитрата натрия могут содержать до 30 моль/л.

Произведение молярной концентрации раствора на его объем в литрах есть число молей вещества, растворенного в данном объеме.

3. **Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалентов С(эkv))** – число грамм-эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора:

$$c_{\text{эк(В)}} = n_{\text{экв(В)}}/V_p,$$

где $c_{\text{эк(В)}}$ – нормальная концентрация вещества В; $n_{\text{экв(В)}}$ – количество эквивалентов растворенного вещества В; V_p – общий объем раствора, л.

Величины нормальности обозначают буквой "н". Нормальную концентрацию выражают в моль-эkv/л. Произведение нормальной концентрации на его объем в литрах есть число молей эквивалентов, содержащихся в данном объеме.

При переходе от молярных концентраций к нормальным и, наоборот, нужно учитывать соотношение между молярной массой соединения и молярной массой его эквивалентов в данной реакции. Для растворов соединений типа HCl , KOH , NaCl , у которых эквивалент совпадает с молекулярной массой, молярная и нормальная концентрации численно равны. Для соединений типа CaCl_2 , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ эквивалент составляет половину молекулярной массы, а молярная масса эквивалентов – половину молярной массы соединения; тогда нормальные растворы этих веществ будут полумолярными, а молярные – дунормальными.

Для перехода от содержания веществ в массовых долях к молярным и нормальным концентрациям и обратно необходимо учитывать плотность растворов.

Замерзание и кипение растворов: присутствие растворенного вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания раствора и тем сильнее, чем концентрированнее раствор. В большинстве случаев из раствора кристаллизуется (при замерзании) или выкипает (при кипении) только растворитель, из-за чего концентрация раствора в ходе его замерзания или кипения возрастает. Таким образом, раствор кристаллизуется и кипит не при определенной температуре, а в некотором температурном интервале.

Вопросы семинара: растворимость веществ. Понятия раствора, растворителя, растворенного вещества. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Способы выражения концентрации растворов. Растворы неэлектролитов. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Явления криоскопии и эбуллиоскопии. Осмотическое давление растворов.

Лабораторные работы:

1. Приготовление раствора заданной концентрации.
2. Определение концентрации раствора титрованием.

1. Приготовление раствора заданной концентрации

Ход работы: следует приготовить определенный объем раствора бихромата калия (или др. соль) заданной концентрации

(объем и массовую долю указывает преподаватель). По усмотрению преподавателя раствор может быть приготовлен из сухой соли либо путем разбавления более концентрированного раствора. Плотность приготовленного раствора измеряется с помощью ареометра и сопоставляется с табличными данными (справочник). Необходимо также рассчитать молярную и нормальную концентрации.

Таблица 12

Справочные данные

Концентрация раствора, %	Плотность раствора, г/см ³			
	K ₂ Cr ₂ O ₇	NaCl	Na ₂ CO ₃	BaCl ₂
1	1,0052	1.005	1.009	
2	1,0122	1.013	1.019	1.016
3	1,0193	1.027	1.040	1.034
4	1,0264	1.041	1.061	1.058
5	1,0336	1.056	1.082	1.072
6	1,0408	1.071	1.103	1.092
7	1,0481			
8	1,0554			
9	1,0628			
10	1,0703			
12		1.086	1.124	1.113
14		1.101	1.146	1.134
16		1.116		1.156
18		1.132		1.179
20		1.148		1.203
22		1.164		1.228

2. *Определение концентрации растворов титрованием*

Ход работы: если точно измерить объемы растворов химических веществ, вступивших в реакцию, и знать концентрацию одного раствора, то легко вычислить концентрацию другого. Процесс постепенного прибавления раствора с известной концентрацией вещества (титрованного раствора) к точно измеренному объему анализируемого раствора называется **титрованием**. В данной работе необходимо определить концентрацию раствора щелочи.

Бюретку на 10 мл, снабженную на конце зажимом или крапом, укрепить в штативе и через воронку налить в нее 0,1 н рас-

твор соляной кислоты, концентрация которой точно установлена. Кончик бюретки также должен быть заполнен раствором. Довести уровень жидкости в бюретке до нуля, выпуская раствор по каплям через нижний конец бюретки. Отсчет вести по нижнему уровню мениска. В три конические колбочки на 50 мл налить пипеткой по 5 мл (10 мл) анализируемого раствора щелочи и внести по 2-3 капли индикатора – фенолфталеина, который в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет. Начинайте приливать раствор кислоты к раствору щелочи небольшими порциями (0,5 мл). Исследуемый раствор во время опыта следует постоянно перемешивать легким круговым движением колбочки. При появлении в растворе бесцветных «облаков» скорость подачи раствора надо замедлить. Титровать следует до того момента (15–30 секунд), когда добавление одной капли кислоты вызывает устойчивое обесцвечивание анализируемого раствора – в нейтральной и кислой средах фенолфталеин бесцветен. Повторить титрование еще два раза. Из трех титрований, которые не должны расходиться между собой более чем на 0,05 мл, взять среднее значение израсходованного объема кислоты, т.к. число эквивалентов вступившей в реакцию щелочи должно быть равно числу эквивалентов взятой кислоты, рассчитать нормальность щелочи по уравнению: $V_{щ} \cdot N_{щ} = V_{к} \cdot N_{к}$.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое водные и неводные растворы?
2. Как классифицируются растворы по агрегатному состоянию?
3. Из каких компонентов состоит жидкий раствор?
4. Какие процессы протекают при растворении веществ в жидких растворителях?
5. Что такое гидраты (сольваты)? Гидратация (сольватация)?
6. Кто создал химическую (гидратную) теорию растворов?
7. Чему равен тепловой эффект растворения?
8. Что такое насыщенные растворы? Ненасыщенные растворы?
9. Что показывает коэффициент растворения?
10. Что показывают кривые растворимости?
11. Что такое разбавленный раствор? Концентрированный раствор?
12. Какие существуют способы выражения концентрации растворов?

Задачи и упражнения для подготовки по теме

«Количественное выражение состава растворов. Свойства растворов»

1. Какую массу фосфата калия и воды надо взять для приготовления раствора с массовой долей K_3PO_4 8% массой 50 г?

Решение. Используя формулу $w(X) = m(X) / m$, определяем, какая масса соли потребуется для приготовления раствора с $w(K_3PO_4) = 0,08$ (8%) массой 250 грамм:

$$\omega(K_3PO_4) = m \cdot \omega(K_3PO_4); m(K_3PO_4) = 250 \cdot 0,08 \text{ г} = 20 \text{ г}.$$

Находим массу воды, необходимую для приготовления раствора:

$$m(H_2O) = m - m(K_3PO_4); m(H_2O) = 250 - 20 = 230 \text{ г}.$$

2. Какую массу соли и воды надо взять для приготовления раствора с массовой долей сульфата натрия 0,12 массой 40 кг?

3. В воде объемом 200 мл растворили соль массой 40 г. Определите массовую долю соли в полученном растворе, приняв плотность воды равной 1 г/мл.

Решение. Определяем массу растворителя (воды):

$$m(H_2O) = V(H_2O) \cdot \rho(H_2O), m(H_2O) = 200 \cdot 1 \text{ г} = 200 \text{ г},$$

где $V(H_2O)$ – объем воды; $\rho(H_2O)$ – ее плотность.

Масса полученного раствора составляет:

$$m = m(\text{соли}) + m(H_2O); m = 40 + 200 = 240 \text{ г}.$$

Рассчитываем массовую долю соли в растворе:

$$\omega(\text{соли}) = m(\text{соли}) / m; \omega(\text{соли}) = 40/240 = 0,167 \text{ или } 16,7\%.$$

4. В бензоле объемом 170 мл растворили серу массой 1,8 г. Плотность бензола равна 0,88 г/мл. Определите массовую долю серы в растворе.

5. Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится:

- а) в 250 г 8%-ного раствора K_2CO_3
- б) в 400 г 12%-ного раствора H_2SO_4
- в) в 750 г 154-ного раствора HCl
- г) в 2,5 кг 20%-ного раствора KOH
- д) в 120 г 6%-ного раствора NH_3 ?

6. Вычислите массовую долю растворенных веществ в растворах, содержащих:

- а) 60 г $AgNO_3$ в 750 г воды
- б) 12 г $NaCl$ в 450 г воды
- в) 75 г K_2CO_3 в 300 г воды

7. Сколько граммов соли и воды содержится в 800 г 12%-ного раствора нитрата натрия?

Решение. Масса растворенной соли составляет 12% от массы раствора, то есть $800 \cdot 12/100 = 96$ г NaNO_3 , а масса растворителя составляет 88% от массы раствора, то есть $800 \cdot 88/100 = 704$ г воды.

8. Сколько граммов 5% раствора можно приготовить из KOH и 100 г воды?

Решение. По условию задачи, 100 г воды составляют 95% массы всего раствора. Тогда масса раствора равна $100 \cdot 100/95 = 105,2$ г.

9. Сколько граммов HCl следует растворить в 250 г воды для получения 10%-ного раствора HCl?

Решение. 250 г воды составляют 90% массы раствора. Масса HCl составляет 10% массы раствора, или $250 \cdot 10/90 = 27,7$ г.

10. Сколько грамм K_3PO_4 необходимо для приготовления 150 мл 3,5% раствора?

11. Какие массы йода и спирта необходимы для приготовления 300 г раствора с массовой долей йода 5%?

12. Сахар массой 1 кг растворили в воде объемом 5 л. Найти массовую долю (%) сахара в этом растворе.

13. Какой раствор более сладкий: раствор I – 5 г сахара в 10 г воды или II раствор – 7 г сахара в 14 г воды?

14. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 50 г раствора с массовой долей вещества 10%?:

- а) 10 г
- б) 20 г
- в) 5 г
- г) 40 г
- д) 50 г

15. Как приготовить 2% раствор сульфата меди массой 150 г?

16. К раствору массой 250 г, массовая доля соли в котором составляет 10%, прилили воду объемом 150 мл. Приняв плотность воды равной 1 г/мл, определите массовую долю соли в полученном растворе.

17. Водный раствор с массовой долей аммиака 10% называют нашатырным спиртом.

Какой объем газа потребуется при нормальных условиях для получения нашатырного спирта объемом 200 мл и плотностью 0,96 г/мл?

18. В лаборатории есть растворы с массовой долей хлорида натрия 10 и 20%. Какую массу каждого раствора надо взять для получения раствора с массовой долей соли 12% массой 300 г?

Решение. Введем обозначения:

$$\omega_1(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ (10\%); } \omega_2(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ (20\%);}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 0,12 \text{ (12\%).}$$

Из определения массовой доли следует:

$$\omega_1(\text{NaCl}) = m_1(\text{NaCl})/m_1; 0,1 = m_1(\text{NaCl})/m_1; m_1(\text{NaCl}) = 0,1m_1.$$

Аналогично получаем:

$$\omega_2(\text{NaCl}) = m_2(\text{NaCl})/m_2; m_2(\text{NaCl}) = 0,2m_2.$$

Масса NaCl в растворе, который надо приготовить, составляет:

$$m(\text{NaCl}) = m_1(\text{NaCl}) + m_2(\text{NaCl}); m(\text{NaCl}) = 0,1m_1 + 0,2m_2.$$

Для раствора с $\omega(\text{NaCl}) = 0,12$ записываем:

$$\omega(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl})/m;$$

$$0,12 = (0,1m_1 + 0,2m_2)/300.$$

Отсюда следует: $m_1 + 2m_2 = 360$, где m_1 и m_2 – массы растворов с $\omega_1(\text{NaCl})$ и $\omega_2(\text{NaCl})$ соответственно, которые необходимо взять.

Находим массу раствора, который надо приготовить:

$$m = m_1 + m_2 \text{ или } m_1 + m_2 = 300, \text{ откуда находим } m_1 = 240 \text{ г, } m_2 = 60 \text{ г.}$$

19. К метиловому спирту массой 32 г и плотностью 0,8 г/мл добавили воду до объема 80 мл. Определите объемную долю спирта в растворе.

Решение. Рассчитаем объем растворенного спирта:

$$V(\text{спирт}) = m(\text{спирт})/\rho(\text{спирт}); V(\text{спирт}) = 32/0,8 = 40 \text{ мл.}$$

Определяем объемную долю спирта в растворе:

$$\varphi(\text{спирт}) = V(\text{спирт})/V(\text{спирт}); \varphi = 40/80 = 0,5 \text{ или } 50\%.$$

20. Определите, какую массу глицерина плотностью 1,26 г/мл надо взять для приготовления водного раствора объемом 50 мл с объемной долей глицерина 30%.

21. К воде массой 40 г прилили ацетон объемом 100 мл и получили раствор с плотностью 0,88 г/мл. Определите объемную долю ацетона в растворе, если плотность ацетона равна 0,79 г/мл.

22. В воде растворили гидроксид калия массой 11,2 г, объем раствора довели до 200 мл.

Определите молярную концентрацию полученного раствора.

Решение. Рассчитаем количество вещества растворенного гидроксида калия:

$$n(\text{KOH}) = m(\text{KOH})/M(\text{KOH}); n(\text{KOH}) = 11,2/56 = 0,2 \text{ моль.}$$

Определяем молярную концентрацию раствора:

$$c(\text{KOH}) = n(X)/V; c(\text{KOH}) = 0,2/0,2 = 1 \text{ моль/л.}$$

23. Как приготовить 0,5 л 1,5М раствора серной кислоты из 96%-ного раствора ($\rho = 1,84$)?

Решение. 0,5 л 1,5 М раствора H_2SO_4 содержат $1,5 \cdot 0,5 = 0,75$ моль кислоты. Молекулярная масса H_2SO_4 равна 98,08 а.е.м. Следовательно, надо взять $98,08 \cdot 0,75 = 73,6$ г H_2SO_4 .

Находим объем 96%-ного раствора серной кислоты:

$$V = 73,6 / 1,84 \cdot 0,96 = 42 \text{ мл.}$$

Таким образом, нужно взять 42 мл 96%-ного раствора серной кислоты, осторожно влить его, например в 300 мл воды, ополоснуть измерительный сосуд небольшим объемом воды и добавить к раствору серной кислоты. Затем при перемешивании долить воды до объема 450–480 мл и после охлаждения довести объем раствора водой до 0,5 л.

24. Как приготовить 750 мл 0,1 М раствора сульфата натрия?

25. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего 14,5 г фторида калия в 250 мл водного раствора.

26. Какой объем 0,1 М раствора HCl можно приготовить из 5 мл 1 М раствора HCl ?

27. Какую массу серной кислоты надо взять для приготовления раствора объемом 2,5 л,

Если $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль/л?

28. Сколько молей растворенного вещества содержится в 1 л 0,1 М раствора?

а) 0,2 моля

б) 1 моль

в) 0,1 моль

г) 0,01 моль

д) 1,5 моля

29. Сколько граммов NaOH нужно взять для приготовления 300 мл 1 М раствора?:

а) 40

- б) 12
- в) 24
- г) 120
- д) 1,2

30. Как приготовить 0,5 л 1,5 Н раствора серной кислоты из 96%-ного раствора ($\rho = 1,84$)?

Решение. 0,5 л 1,5 Н раствора H_2SO_4 содержат $1,5 \cdot 0,5 = 0,75$ моль эквивалентов серной кислоты. Эквивалент равен $98,09/2 = 49,04$ а.е.м., а молярная масса эквивалентов равна

$49,04$ г/моль. Следовательно, надо взять $49,04 \cdot 0,75 = 36,8$ г H_2SO_4 .

Находим объем 96%-ного раствора серной кислоты:

$$V = 36,8 / 1,84 \cdot 0,96 = 21 \text{ мл.}$$

Таким образом, нужно взять 21 мл 96%-ного раствора серной кислоты, осторожно влить его, например в 300 мл воды, ополоснуть измерительный сосуд небольшим объемом воды и добавить к раствору серной кислоты. Затем при перемешивании долить воды до объема 450–480 мл и после охлаждения довести объем раствора водой до 0,5 л.

31. Как приготовить 500 мл 1,5 н раствора карбоната калия?

32. Вычислите молярную и нормальную концентрации 49%-ного раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,33$).

Решение. 1 л раствора имеет массу 1330 г и содержит $1330 \cdot 0,49 = 650$ г H_3PO_4 , что составляет $(1330 \cdot 0,49) / 98 = 6,6$ моль или $6,6 \cdot 3 = 19,8$ моль эквивалентов H_3PO_4 . Следовательно, раствор является 6,6 М или 19,8 н.

33. Вычислите массовую долю H_2SO_4 в ее 5 М растворе ($\rho = 1,29$).

Решение. Масса 1 л раствора составляет 1290 г. Он содержит согласно условию, $98 \cdot 5 = 490$ г H_2SO_4 . Следовательно, массовая доля H_2SO_4 в растворе составляет $(490 \cdot 100) / 1290 = 38\%$.

34. Молярная концентрация в три раза больше, нормальной для соединения:

- а) H_3PO_4
- б) FeCl_2
- в) HCl
- г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

д) Na_2SO_4

35. Молярная и нормальная концентрации равны для соединения:

а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

б) ZnCl_2

в) NH_4Cl

г) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

д) CuS

36. Нормальная концентрация в 2 раза меньше, чем молярная для соединения:

а) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

в) NH_4Cl

г) NH_4OH

д) NH_4NO_3

37. Сколько граммов Na_2CO_3 необходимо для взаимодействия со 100 мл 4Н раствора HCl ?

Решение. В 100 мл 4Н раствора HCl содержится 400 ммоль его эквивалентов. Для взаимодействия с этим количеством эквивалентов HCl потребуется такое же количество эквивалентов Na_2CO_3 . Молярная масса эквивалентов Na_2CO_3 составляет 53 г. 1 ммоль эквивалентов Na_2CO_3 имеет массу 53 г, а 400 ммоль – $53 \cdot 400 = 21\,200$ мг = 21,2 г Na_2CO_3 .

38. Сколько граммов вещества следует взять для приготовления:

а) 2 л 0,6 М раствора K_2CO_3

б) 0,5 л 0,1 М раствора AgNO_3

в) 100 мл 0,4 М раствора KCl

г) 1 л 0,1 н раствора H_2SO_4

д) 500 мл 0,2 н раствора CuCl_2

39. Сколько граммов растворенного вещества содержит 1 л следующих растворов:

а) 0,1 н HCl

б) 0,5 М Na_2CO_3

в) 0,3 н H_3PO_4

г) 0,1 М $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

д) 1,8 н $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

40. Какой объем нормального раствора можно приготовить из:

- а) 1 кг 63%-ного раствора HNO_3
б) 20 мл 20%-ного раствора HCl ($\rho = 1,1$)
в) 120 мл 30%-ного раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,19$)?
41. Сколько литров 0,1 н раствора H_2SO_4 можно приготовить из 70 мл 50%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,4$)?
42. Сколько мл 8 н раствора NaOH можно приготовить из:
а) 1 кг 42%-ного раствора NaOH
б) 1 л 42%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,45$)?
43. Сколько миллилитров 40%-ного раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,25$) нужно для приготовления:
а) 400 мл 0,25 М раствора H_3PO_4
б) 3 л 0,15 н раствора H_3PO_4 ?
44. Вычислите массовую долю растворенного вещества в следующих растворах:
а) 10 н H_2SO_4 ($\rho = 1,29$)
б) 7,98 н HCl ($\rho = 1,13$)
в) 8,55 н KOH ($\rho = 1,35$)
г) 0,7 н NaOH ($\rho = 1,03$)
д) 3,07 н Na_2CO_3 ($\rho = 1,15$)
45. Сколько граммов Na_2CO_3 требуется для взаимодействия с 600 мл 0,5 Н HNO_3 ?
46. Какой объем 4 н HCl требуется для нейтрализации 10 г NaOH ?
47. Какой объем 3 н H_2SO_4 требуется для нейтрализации 8,415 г KOH ?
48. Сколько мл 0,4 н HCl нужно прибавить к раствору AgNO_3 для получения 0,2866 г AgCl ?
49. В 200 г воды растворено 18 г вещества. Вычислить процентную концентрацию раствора.
50. Определить нормальность раствора серной кислоты, в 250 мл которого содержится 24,5 г.

Занятие 10

СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называют *электролитами*. Вещества, которые в аналогичных условиях не проводят ток, называют *неэлектролитами*.

Теория электролитической диссоциации (С. Аррениус, 1887 г.):

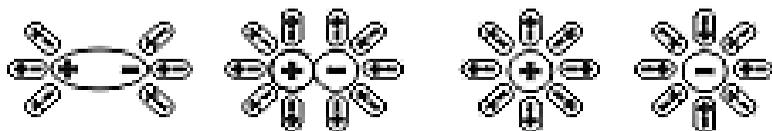
1. Электролиты при растворении в воде диссоциируют на положительные и отрицательные ионы. Свойства ионов другие, чем у образовавших их атомов. Например, Na разлагает воду с выделением H_2 , а Na^+ – нет. Cl_2 – ядовитый газ с резким запахом, а Cl^- – нет. Ионы находятся в более устойчивых электронных состояниях, чем атомы. Ионы могут быть простые (Na^+ , Al^{3+}) и сложные (SO_4^{2-} , NO_3^-). Некоторые ионы окрашены. Например, MnO_4^- – малиновый, CrO_4^{2-} – желтый, Na^+ – бесцветный. Ион в переводе с греческого означает «странствующий». В растворе ионы беспорядочно передвигаются (странствуют) в различных направлениях.

2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: (+) заряженные ионы движутся к катоду, а (-) заряженные – к аноду. Поэтому первые называются *катионами*, а вторые – *анионами*. Направленное движение ионов происходит в результате притяжения их противоположно заряженными электродами.

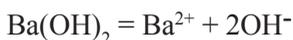
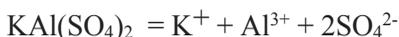
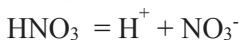
3. Диссоциация – обратимый процесс. Это означает, что параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциацией) протекает процесс соединения ионов в молекулы (ассоциация или моляризация). Поэтому в уравнении электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости.

Механизм электролитической диссоциации. Легче всего диссоциируют вещества с ионной связью. При их растворении диполи воды ориентируются вокруг положительных и

отрицательных ионов. Между ними возникают силы взаимного притяжения. В результате связь между ионами ослабевает и происходит переход ионов из кристалла в раствор. При этом образуются гидратированные ионы, т.е. ионы, химически связанные с молекулами воды. Аналогично диссоциируют и вещества с ковалентной полярной связью. Вокруг каждой полярной молекулы вещества также ориентируются диполи воды, которые своими отрицательными полюсами притягиваются к положительному полюсу молекулы, а положительными полюсами к отрицательному. В результате этого взаимодействия связующее электронное облако (электронная пара) полностью смещается к атому с большей электроотрицательностью, полярная молекула превращается ионную и затем легко образуются гидратированные ионы:



Электролитическая диссоциация веществ, идущая с образованием свободных ионов объясняет электрическую проводимость растворов. Процесс электролитической диссоциации принято записывать в виде схемы, не раскрывая его механизма и опуская растворитель (H_2O), хотя он является основным участником:



Из электронейтральности молекул вытекает, что суммарный заряд катионов и анионов должен быть равен нулю.

С помощью теории электролитической диссоциации можно описать свойства кислот, оснований и солей.

Кислоты – электролиты, при диссоциации которых образуются H^+ в качестве катиона и кислотный остаток. Основность кислоты определяется числом ионов водорода. Многоосновные

кислоты диссоциируют ступенчато. Например, $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;
 $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$;

$\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ – 1 ступень; $\text{HSO}_4^- = \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ – 2 ступень.

Основания – электролиты, при диссоциации которых образуются OH^- в качестве аниона и катион металла. Кислотность основания определяется числом гидроксильных групп. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Например,

$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$;

$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{OH})^+ + \text{OH}^-$ – 1 ступень;

$\text{Ca}(\text{OH})^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$ – 2 ступень.

Амфотерные основания могут диссоциировать и как кислоты, и как основания в зависимости от условий:

$2\text{OH}^- + \text{Zn}^{2+} = \text{Zn}(\text{OH})_2 = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{H}^+$.

Соли – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла (сюда же относят и NH_4^+) и анионы кислотных остатков. Например: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ – *средние соли*;

$\text{NaHSO}_4 = \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$; $\text{HSO}_4^- = \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ – *кислые соли*;

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl} = \text{Mg}(\text{OH})^+ + \text{Cl}^-$; $\text{Mg}(\text{OH})^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$ – *основные соли*;

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 = \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$;

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 = 2\text{NH}_4^+ + \text{Fe}^{2+} + 2\text{SO}_4^{2-}$ – *двойные соли*.

Поведение водных растворов электролитов в химических реакциях во многом зависит от того, насколько полно они распадаются на ионы. Поэтому растворы электролитов характеризуются *степенью диссоциации* α – это отношение числа распавшихся на ионы молекул n к общему числу растворенных молекул N : $\alpha = n/N$. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует; если $\alpha = 1$ или 100%, то электролит полностью распадается на ионы. По значению степени диссоциации электролиты делят на сильные, слабые и средние. Сильные электролиты имеют $\alpha > 30\%$, слабые – $\alpha < 3\%$, средние – $3\% < \alpha < 30\%$. Как правило, к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно полярными связями. Неэлектролиты содержат ковалентные неполярные или малополярные связи, которые не распадаются на ионы.

Деление электролитов на сильные, средние и слабые условно, т.к. степени диссоциации зависят от природы растворителя, электролита, от концентрации и температуры раствора. Так, более полярный растворитель способствует диссоциации электролита; с увеличением температуры диссоциация возрастает, т.к.

активируются связи в молекулах, они становятся более подвижными и легче ионизируются; с понижением концентрации электролита уменьшается взаимодействие ионов в растворе, которое приводит к образованию молекул, поэтому степени диссоциации возрастают.

Таблица 13

Сильные и слабые электролиты

<p>Сильные электролиты: щелочи LiOH, NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂ ; сильные кислоты HCl, HBr, HI, HClO₄, HNO₃, H₂SO₄; хорошо растворимые в воде соли</p>	<p>Слабые электролиты: гидроксиды металлов (кроме щелочей), гидроксид аммония NH₄OH; слабые кислоты HNO₂, H₂SO₃, H₃PO₄, H₂CO₃; почти все органические соединения; мало растворимые в воде соли; вода</p>
--	---

Процесс электролитической диссоциации, как любой равновесный процесс, можно охарактеризовать соответствующей константой равновесия, которая в этом случае будет называться *константой диссоциации Кд*. Для сильных электролитов Кд отсутствует, т.к. они практически полностью диссоциируют на ионы. А в растворах слабых электролитов устанавливается равновесие. Например, диссоциации слабых многоосновных кислот протекает по ступеням; соответственно для каждой ступени существует своя константа диссоциации:

первая ступень:



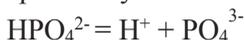
$$K_{D1} = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 7,1 \cdot 10^{-3}$$

вторая ступень:



$$K_{D2} = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

третья ступень:



$$K_{D3} = \frac{[\text{H}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 5,0 \cdot 10^{-13}$$

$$K_{D1} > K_{D2} > K_{D3}$$

В большей степени H_3PO_4 диссоциирует по первой ступени и в меньшей – по третьей. Поэтому в водном растворе H_3PO_4 , наряду с молекулами H_3PO_4 содержатся ионы H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} и PO_4^{3-} в последовательно уменьшающихся количествах.

Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель pH. Химически чистая вода проводит электрический ток, хотя и очень слабо. Эта проводимость возникает за счет диссоциации молекул воды: $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$. В чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$. Измерения проводимости чистой воды показали, что при 22°C степень ее диссоциации $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$. Концентрация недиссоциированных молекул воды практически постоянна:

$$[\text{H}_2\text{O}] = 1000 : 18 = 55,55 \text{ моль/л.}$$

Тогда концентрация ионов будет равна:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-9} \cdot 55,5 = 10^{-7} \text{ моль/л;}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л. Тогда произведение}$$

$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$. 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 H^+ (растворение кислоты) происходит уменьшение концентрации ионов OH^- . Наоборот, растворение в воде щелочи ведет к увеличению концентрации OH^- ионов и снижению концентрации ионов H^+ . Но уменьшение концентрации ионов OH^- или H^+ в соответствующих случаях происходит до значений, отвечающих постоянству ионного произведения воды. Например, если в растворе $[\text{H}^+] = 10^{-2}$ моль/л (при $t = 22^\circ\text{C}$), то концентрация ионов OH^- уменьшится до значений 10^{-14} моль/л : $10^{-2} = 10^{-12}$ моль/л.

При $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л среда является нейтральной; при $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л – среда кислая; при $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ моль/л – среда щелочная. Т.к. значения $[\text{H}^+]$ (или $[\text{OH}^-]$) в химии растворов используются очень часто, то для удобства введено представление о водородном показателе pH. **Водородный показатель pH – величина, характеризующая концентрацию водородных ионов и численно равная десятичному логарифму этой**

концентрации, выраженной в молях на литр с обратным знаком. Например, при $[H^+] = 10^{-2}$ моль/л $pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-2} = 2$; при $[H^+] = 10^{-11}$ моль/л $pH = 11$. Таким образом, при $pH = 7$ среда нейтральная, при $pH < 7$ кислая и при $pH > 7$ щелочная. Для определения pH используют вещества – индикаторы, которые в зависимости от pH среды меняют окраску.

При растворении многих солей в воде происходит химическое взаимодействие, приводящее к изменению pH -среды. Средние соли не содержат в своем составе H^+ или OH^- ионов, следовательно, кислотно-основные свойства растворов солей обусловлены свойствами их катионов и анионов. Одним из важнейших свойств солей является *гидролиз* – реакция обменного разложения соли водой. Т.к. соли являются продуктами взаимодействия кислот и оснований, можно выделить четыре типа солей в зависимости от силы кислоты и основания.

1. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием;
2. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием;
3. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием;
4. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием.

Соли первого типа не подвергаются гидролизу, так как не взаимодействуют с водой с образованием слабых электролитов.

При растворении в воде соли, образованной *сильным основанием и слабой кислотой*, например цианида калия, в системе происходят следующие процессы диссоциации:



$H_2O = H^+ + OH^-$. В результате диссоциации в растворе наряду с молекулами воды присутствуют ионы K^+ , OH^- , H^+ и CN^- . Последние взаимодействуют между собой, образуя малодиссоциирующие молекулы HCN . Это означает, что соль подвергается гидролизу: $KCN + H_2O = KOH + HCN$; $CN^- + H_2O = OH^- + HCN$. В результате гидролиза увеличивается концентрация ионов OH^- и pH раствора возрастает ($pH > 7$), среда щелочная.

При растворении в воде соли, образованной *сильной кислотой и слабым основанием*, например хлорида аммония, в системе происходят следующие процессы:



В растворе появляются ионы NH_4^+ , Cl^- , H^+ и OH^- . Ионы NH_4^+ и OH^- , взаимодействуя друг с другом, образуют слабодиссоциирующие молекулы NH_4OH . Это означает, что соль подвергается гидролизу:



В результате гидролиза увеличивается концентрация ионов H^+ , а pH раствора уменьшается ($\text{pH} < 7$), среда кислая.

Наиболее полному гидролизу подвергаются соли, образованные *слабой кислотой и слабым основанием*. Так, в результате растворения цианида аммония в воде в растворе появляются четыре вида ионов: NH_4^+ , CN^- , H^+ и OH^- , которые попарно взаимодействуют с образованием слабой кислоты ($\text{H}^+ + \text{CN}^- = \text{HCN}$) и слабого основания ($\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_4\text{OH}$). Суммарный процесс гидролиза выражается уравнением: $\text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$. В результате гидролиза солей, подобных цианиду аммония, в растворе образуются слабая кислота и слабое основание, а pH раствора остается близким к 7 ($\text{pH} \approx 7$).

При растворении солей многоосновных кислот или оснований гидролиз протекает ступенчато. Например, при взаимодействии сульфида натрия с водой происходят следующие процессы диссоциации:



Степень гидролиза зависит от химической природы образующегося при гидролизе слабого электролита, и она тем выше, чем слабее этот электролит. Например, ацетат натрия гидролизуется слабее, чем цианид натрия, так как уксусная кислота сильнее синильной.

Так как гидролиз является обратимым процессом, то влияние на него различных факторов может быть выяснено на основании принципа Ле Шателье. Согласно этому принципу, если на систему, находящуюся в равновесии оказать какое-либо воздействие

(изменить концентрацию, температуру), то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится. Так как гидролиз – процесс эндотермический, то повышение температуры (нагревание) должно увеличивать его интенсивность. Аналогичным образом разбавление водой способствует протеканию процесса, связанного с поглощением воды, т.е. усилению гидролиза.

Буферные растворы. При необходимости иметь растворы с устойчивой концентрацией ионов водорода или рН, заметно не изменяющейся от добавления небольших количеств сильной кислоты, сильного основания или разбавления раствора, используют буферные смеси или растворы. *Растворы, обладающие способностью сохранять практически постоянное значение рН, называют буферными.* По своему составу они делятся на два типа:

а) основные буферные системы ($\text{pH} > 7$) состоят из слабого основания и его соли, образованной сильной кислотой. Например, аммонийная буферная система:



б) кислотные буферные системы ($\text{pH} < 7$) состоят из слабой кислоты и ее соли, образованной сильным основанием. Например, ацетатная буферная система:



Любая буферная система характеризуется определенными значениями концентраций ионов H^+ и OH^- , которые она стремится сохранить при добавлении небольших количеств кислоты или щелочи. Например, механизм действия ацетатного буферного раствора. Уксусная кислота и ацетат натрия в водном растворе диссоциируют на ионы:



Если прибавить к этому раствору небольшое количество соляной кислоты, т.е. ввести дополнительно ионы H^+ , то противодействовать увеличению кислотности среды будут анионы соли CH_3COO^- , которые взаимодействуя с ионами H^+ образуют слабый электролит:



Таким образом, ионы водорода связываются и рН раствора изменяется незначительно.

При добавлении к буферному раствору щелочи, например NaOH, увеличивается концентрация ионов OH^- : $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$. Но pH буферного раствора изменяется незначительно, так как ионы OH^- щелочи будут взаимодействовать с молекулами слабого электролита CH_3COOH : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^-$. В результате этого процесса уменьшается некоторое количество слабой кислоты, что мало повлияет на изменение pH раствора.

При разбавлении буферных растворов также не происходит изменение pH среды, так как не происходит изменения соотношения компонентов, от которых зависит концентрация H^+ и OH^- буферных систем. Например, при разбавлении буферного раствора водой уменьшается концентрация ионов водорода, что компенсируется за счет дополнительной диссоциации молекул слабой уксусной кислоты.

Способность буферных систем сохранять постоянное значение pH раствора является ограниченной. На практике применяют буферные растворы с концентрацией компонентов 0,1 М.

Вопросы семинара: электролитическая диссоциация, сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз.

Лабораторные работы:

1. Сравнение электропроводности некоторых растворов и твердых веществ.
2. Окраска индикаторов в разных средах.
3. Гидролиз солей.
4. Буферные смеси и их свойства.

1. Электропроводность некоторых растворов и твердых веществ

Ход работы: Для проведения опыта используется прибор, состоящий из двух электродов и электролампочки. Признаком хорошей электропроводности является зажигание лампочки. После каждого опыта электроды промываются водой. Прибор включают в сеть после погружения электродов в следующие

соединения: 1. H_2O дистиллированная; 2. Сухой сахар; 3. Раствор сахара; 4. Сухая NaCl ; 5. Раствор NaCl ; 6. Раствор HCl ; 7. Раствор NaOH ; 8. Раствор конц. CH_3COOH ; 9. Раствор разб. CH_3COOH ; 9. Раствор CuSO_4 ; 10. KNO_3 . Записать результаты опыта и сделать выводы.

2. Окраска индикаторов в разных средах

Ход работы: взять 9 пробирок. В 3 пробирки налить по 3 мл дистиллированной воды. В первую внести 3 капли раствора лакмуса, во вторую – 3 капли фенолфталеина, в третью – 3 капли метилоранжа. Наблюдать окраску индикаторов в воде и записать в таблицу. В другие 3 пробирки налить по 3 мл соляной кислоты и внести в каждую из них по 3 капли индикаторов: лакмуса, фенолфталеина, метилоранжа. Наблюдать окраску индикаторов в кислоте и внести данные в таблицу. В оставшиеся 3 пробирки налить по 3 мл щелочи и добавить в каждую из них по 3 капли тех же индикаторов. Результаты занести в таблицу.

Таблица 14

Результаты наблюдений

Индикатор	в воде	в кислоте	в щелочи
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилоранж			

3. Гидролиз солей

Ход работы:

а) С помощью универсального индикатора измеряют рН растворов Na_2SO_4 и KNO_3 . Делают вывод о том, протекает ли в данных растворах процесс гидролиза.

б) С помощью универсального индикатора измеряют рН 0,1 М растворов Na_2CO_3 и NaHCO_3 . Сравнивают результаты. В каком растворе протекает более глубокий гидролиз и почему?

в) С помощью универсального индикатора измеряют рН 0,1 М растворов FeCl_2 и FeCl_3 . В каком растворе протекает более глубокий гидролиз и почему?

г) С помощью универсального индикатора измеряют рН 0,1 М растворов Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 и NaH_2PO_4 . Делают вывод о

том, какая соль в растворе подвергается более глубокому гидролизу. Указывают, какие равновесия имеют место в растворе, в какую сторону эти равновесия сдвинуты.

д) К раствору хлорида железа (III) (или сульфата алюминия) добавляют раствор карбоната натрия. Какой газ выделяется и какое соединение осаждается? Написать уравнение реакции.

4. Буферные смеси и их свойства

Ход работы:

а) Налейте в одну пробирку 10 капель 1 М раствора ацетата натрия и такой же объем 1 М раствора уксусной кислоты, а в другую пробирку, которая будет служить для сравнения, 20 капель дистиллированной воды. Добавьте в обе пробирки по 1 капле фенолфталеина, а затем по капле 0,5-1 М раствора щелочи. Как меняется окраска индикатора в пробирке с водой и в буферном растворе? Добавьте в обе пробирки еще по 1–3 капли раствора щелочи и вновь отметьте изменение окраски. Налейте в чистую пробирку такой же объем буферной смеси и добавьте в нее и в контрольную пробирку с водой по 1 капле индикатора метилоранжа, а затем по 1 капле 0,5-1 М раствора соляной кислоты. Что наблюдается?

б) Приготовьте аммонийный буфер из 10 капель 1 М раствора хлорида аммония и такого же объема раствора аммиака и испытайте его отношение к 0,5-1 М раствору аммиака в присутствии фенолфталеина и к 0,5-1 М раствору соляной кислоты в присутствии метилоранжа. В обоих случаях добавьте такое число капель аммиака или кислоты в контрольные пробирки с теми же индикаторами. Что наблюдается?

Напишите молекулярно-ионные уравнения реакций, лежащих в основе регулирующего действия ацетатного и аммонийного буферных растворов.

Вопросы для самоконтроля:

1. Как влияет природа химической связи на диссоциацию веществ?
2. Какие реакции называют ионными реакциями?
3. Формулы каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде молекул?

4. С помощью теории электролитической диссоциации дайте определение понятиям кислота, основание, соль.
5. Что такое амфотерные электролиты? Приведите примеры?
6. Что называется степенью диссоциации электролита? От чего она зависит?
7. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов протекают практически до конца?
8. Что характеризует константа диссоциации?
9. Что называется водородным показателем?
10. С помощью каких веществ можно определить среду и pH раствора?
11. Что называется гидролизом солей? В чем его сущность?
12. Какие соли гидролизуются и по катиону, и по аниону? Приведите примеры
13. Какие соли гидролизуются ступенчато? Приведите примеры таких солей
14. Что называется буферным раствором? Какой состав они имеют?
15. Каков механизм действия буферных систем?

Задачи и упражнения для подготовки к теме

«Свойства растворов электролитов. Гидролиз солей»

1. Укажите сильные электролиты: H_2S , NaCl , CuSO_4 , CH_3COOH , KOH , FeCl_3 , H_2CO_3 , HNO_3 , NH_4OH , NaOH , H_2SO_4 , ZnCl_2 , H_2CO_3 , CH_3COOK , K_2S .

2. Укажите группу веществ, в которой находятся только слабые электролиты:

- а) $\text{Al}(\text{OH})_3$, NH_4OH , CuSO_4 , H_2CO_3 , HCl
- б) NH_4OH , CH_3COOH , HCl , CH_3COOK , AlCl_3
- в) CaCO_3 , H_2S , KOH , K_2CO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$
- г) HNO_3 , KNO_3 , NaNO_3 , KCl , HCl
- д) CH_3COOH , H_2S , H_2CO_3 , NH_4OH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

3. Составьте уравнения реакций, протекающих в водных растворах в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах между:

- а) сульфидом натрия и сульфатом меди (II);
- б) сульфатом железа (III) и гидроксидом натрия;
- в) оксидом углерода (IV) и гидроксидом бария;
- г) силикатом натрия и соляной кислотой;
- д) сульфидом железа (II) и серной кислотой.

4. Составьте полные и сокращенные ионные уравнения следующих реакций:



- б) $\text{HNO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{NaOH} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NaNO}_3$
- г) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{HNO}_3$
- д) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5. Составьте по два различных уравнения в молекулярной форме, которые соответствовали бы следующим уравнениям в сокращенной ионной форме:

- а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{PbSO}_4$
- г) $\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3$
- д) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

6. Составьте уравнения тех реакций, которые протекают практически до конца, и запишите уравнения в сокращенной ионной форме:

- а) $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- б) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
- в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- д) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

7. Напишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

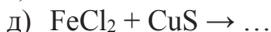
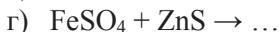
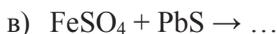
- а) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{CaSO}_4$
- б) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
- в) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ \rightarrow \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}^+ \rightarrow \text{CaCO}_3$

8. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия хлорида магния и карбоната натрия?

- а) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 + 2\text{OH}^-$
- в) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3$
- г) $\text{MgOH}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 + \text{OH}^-$
- д) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

9. Какие реагирующие вещества соответствуют ионному уравнению $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{FeS}$?

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
- б) $\text{FeCl}_2 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \dots$

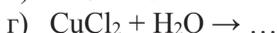
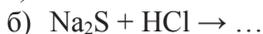


10. Напишите схемы диссоциации следующих солей: NaHSO_4 , KHCO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, NaHS , $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, KAlO_2 .

11. Напишите схемы диссоциации по ступеням и выражения констант диссоциации электролитов H_3PO_4 , H_2S , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (для каждой ступени диссоциации).

12. Почему раствор гидроксида аммония имеет сильный запах аммиака, а раствор хлорида аммония нет?

13. Укажите реакцию гидролиза соли:



14. Вычислите концентрацию ионов водорода H^+ в водном растворе, если концентрация гидроксид-ионов OH^- равна 10^{-11} моль/л. Определите характер среды раствора.

15. Если в растворе увеличивается концентрация ионов водорода, то как меняется численное значение pH раствора?

16. Водородный показатель раствора равен 6. Вычислите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в этом растворе. Как изменится цвет лакмуса при добавлении его в этот раствор?

17. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов OH^- в растворе, если концентрация ионов водорода H^+ равна 0,001 моль/л. Определите характер среды.

18. Вычислите pH водного раствора, в котором концентрация гидроксид-ионов равна 10^{-2} моль/л. Как изменится цвет метилоранжа?

19. Концентрация ионов водорода H^+ в растворе – 10^{-13} моль/л. Определите концентрацию гидроксид-ионов, pH и характер среды раствора. Как изменится цвет метилоранжа в этом растворе?

20. Определите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе, характер его среды, если pH = 8. Как изменится цвет фенолфталеина в этом растворе?

21. При гидролизе какой соли имеет место кислая среда: CH_3COONa , NH_4Cl , Na_2CO_3 , K_2SO_3 , NaCl ? Составьте ионные уравнения.

22. Какие из солей подвергаются гидролизу FeSO_4 , Na_2S , NaNO_3 ? Напишите ионные уравнения и укажите реакцию среды в растворах.

23. При кипячении водный раствор NH_4Cl становится кислым. Почему?

24. Фенолфталеин приобретает малиновую окраску в растворе соли:

- а) NH_4Cl
- б) K_2SO_3
- в) CuSO_4
- г) ZnCl_2
- д) KNO_3 Почему?

25. Какие из перечисленных солей AlCl_3 , K_2CO_3 , Na_2SO_4 , NaNO_3 , FeCl_2 , ZnSO_4 , K_2S , CuSO_4 подвергаются гидролизу:

- а) только по катиону;
- б) только по аниону?

Составьте ионные уравнения и укажите реакцию среды в растворах.

26. Какая соль гидролизуеться в водном растворе по катиону и аниону?:

- а) карбонат аммония
- б) карбонат натрия
- в) хлорид магния
- г) хлорид бария
- д) сульфат калия

27. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: Na_2S , CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$. Укажите pH раствора (больше или меньше 7).

28. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей, в результате которого образуются:

- а) основная соль
- б) кислая соль
- в) слабое основание
- г) слабая кислота

29. Какую реакцию среды имеют растворы следующих солей NiSO_4 , CaCl_2 , NH_4Cl ?

Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

30. Объясните, почему растворы солей могут иметь:

- а) кислую реакцию
- б) щелочную реакцию
- в) нейтральную реакцию

Приведите примеры.

31. Объясните, в каких случаях и почему водный раствор соли может иметь $\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$? Приведите примеры.

32. Какая соль в большей степени подвергается гидролизу: карбонат калия или карбонат алюминия? Почему?

33. В растворе какой соли Na_2CO_3 или NaHCO_3 протекает более глубокий гидролиз?

Почему?

34. В каком растворе FeCl_2 или FeCl_3 гидролиз идет в большей степени? Почему?

35. В какой из трех солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 и NaH_2PO_4 гидролиз идет полнее?

Укажите, какие равновесия имеют место в растворе, в какую сторону эти равновесия сдвинуты.

36. К раствору сульфата алюминия добавляют раствор карбоната натрия. Какой газ выделяется и какое соединение осаждается? Напишите уравнение реакции.

37. Когда гидролиз соли идет практически до конца? Приведите примеры необратимого гидролиза солей.

38. Если в растворе увеличивается концентрация ионов водорода, то, как меняется численное значение pH раствора:

- а) численное значение pH раствора растет
- б) не изменяется
- в) концентрация гидроксид-ионов растет
- г) раствор становится менее кислым
- д) численное значение pH раствора уменьшается

39. Какое уравнение соответствует гидролизу соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой?:

- а) $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{HON} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$
- б) $\text{Pb}^{2+} + \text{HON} = \text{PbOH}^+ + \text{H}^+$
- в) $\text{Cu}^{2+} + \text{HON} = \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$

- г) $S^{2-} + \text{HOH} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$
д) $2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{HOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$
40. Какое уравнение соответствует гидролизу соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием?:
- а) $2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{HOH} = 2\text{NH}_4\text{OH} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
б) $S^{2-} + \text{HOH} = \text{SH}^- + \text{OH}^-$
в) $\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
г) $\text{Cu}^{2+} + \text{HOH} = (\text{CuOH})^+ + \text{H}^+$
д) $2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{HOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$
41. Добавление какого вещества приведет к возрастанию рН выше 7?:
- а) Na_2CO_3
б) NaCl
в) AlCl_3
г) HCl
д) H_2SO_4
42. Укажите среду водных растворов следующих солей:
- а) NH_4NO_3 рН = 7 рН > 7 рН < 7
б) K_2SO_4 рН = 7 рН > 7 рН < 7
в) Na_2CO_3 рН = 7 рН > 7 рН < 7
43. Все ли соли подвергаются гидролизу?
- а) только соли тяжелых металлов
б) только соли щелочных металлов
в) соли, в состав которых входят ионы слабой кислоты или ионы слабого основания
г) соли галогеноводородных кислот
д) соли кислородсодержащих кислот
44. Когда в раствор щелочи приливают избыток кислоты, рН среды может изменяться:
- а) возрастать с 7 до 8
б) возрастать с 3 до 8
в) уменьшаться с 7 до 6
г) уменьшаться с 9 до 5
д) возрастать с 2 до 7
45. Чему равен рН раствора, если $[\text{OH}^-] = 0,001$?
46. рН раствора равен 6. Концентрация гидроксид-ионов равна:

- а) 10^{-8} моль/л
- б) 10^{-6} моль/л
- в) 10^{-2} моль/л
- г) 10^{-12} моль/л
- д) 10^{-10} моль/л

47. Какова концентрация $[H^+]$ и $[OH^-]$ в чистой воде?:

- а) $[H^+] < [OH^-]$
- б) $[H^+] > [OH^-]$
- в) $[H^+] = [OH^-]$
- г) $[H^+] = 10^{-7}$
- д) $[OH^-] = 10^{-7}$

48. Вычислите значение концентрации ионов водорода (моль/л), если рН раствора равен трем:

- а) $[H^+] = 3 \cdot 10^{-10}$
- б) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-3}$
- в) $[H^+] = 3 \cdot 10^{-6}$
- г) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-11}$
- д) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-7}$

49. Почему не изменяется рН аммиачного буферного раствора при добавлении к нему небольших количеств:

- а) кислоты
- б) щелочи?

50. Почему не изменяется рН ацетатного буферного раствора при добавлении к нему небольших количеств:

- а) кислоты
- б) щелочи?

Занятие 11

**ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА
КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ**

Комплексными (координационными) соединениями называют соединения, в узлах кристаллической решётки которых находятся комплексные частицы, способные к самостоятельному существованию в р-ре (например, $K_3[Fe(CN)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$).

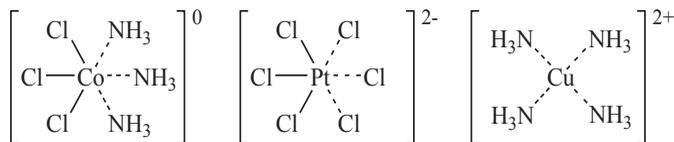
***Координационная теория комплексных соединений
(А. Вернер, 1893г.)***

1. В молекуле любого комплексного соединения один из ионов, обычно положительно заряженный, занимает центральное место и называется **комплексообразователем** или **центральным ионом**. Типичными комплексообразователями являются d-элементы периодической системы Менделеева.

2. Вокруг него в непосредственной близости расположено или координировано некоторое число противоположно заряженных ионов или электронейтральных молекул, называемых **лигандами**. Они имеют, по крайней мере, одну неподеленную пару валентных электронов.

3. Число лигандов, окружающих центральный ион, называется **координационным числом (к.ч.)**. Заряд центрального иона или степень окисления центрального атома является основным фактором, влияющим на к.ч. Например, у серебра в $[Ag(NH_3)_2]OH$ к.ч. = 2, у алюминия в $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ к.ч. = 6.

4. Центральный ион с лигандами образует **внутреннюю координационную сферу** соединения, которую при написании заключают в квадратные скобки. Внутренняя сфера комплекса в значительной степени сохраняет стабильность при растворении. Она может быть нейтральной, отрицательной и положительной:



5. Заряд комплексных ионов равен алгебраической сумме зарядов комплексообразователя и лигандов: $Fe^{3+}(CN^-)_6]^{3-}$, $[Pt^{4+}Cl^-_6]^{2-}$, $[Co^{3+}(NH_3)_6]^{3+}$ и так далее.

6. Остальные ионы, не разместившиеся во внутренней сфере, находятся на более далеком расстоянии от центрального иона и составляют *внешнюю координационную сферу*. Ионы, находящиеся во внешней сфере, в растворах легко отщепляются. Поэтому говорят, что во внутренней сфере ионы связаны неионогенно, а во внешней – ионогенно:



К основным типам комплексных соединений относятся:

– аммиакаты – комплексы, в которых лигандами являются молекулы аммиака. Например, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$;

– гидроксокомплексы, в которых лигандами являются гидроксид-ионы. Например, $Na_2[Zn(OH)_4]$, $Na_2[Cu(OH)_4]$;

– аквакомплексы – комплексы, в которых лигандами является вода. Например, $[Co(H_2O)_6]Cl_3$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Al(H_2O)_6]Cl_3$;

– ацидокомплексы – комплексы, в которых лигандами являются анионы. К ним относятся комплексы типа двойных солей, гидрокомплексы. Например, $K_2[PtCl_4]$, $K_4[Fe(CN)_6]$ (их можно представить как сочетание двух солей – $PtCl_2 \cdot 2KCl$ и $Fe(CN)_2 \cdot 4KCN$); $Na_2[Sn(OH)_4]$, $Na_2[Sn(OH)_6]$;

– комплексные соединения смешанного типа – $[Co(H_2O)(NH_3)_4Cl]Cl_2$;

– циклические или хелатные комплексы – они отличаются прочностью, т.к. центральный атом в них «блокирован» циклическим лигандом. Так, природными хелатными комплексами являются гемоглобин крови (комплексообразователь Fe^{2+}) и хлорофилл (комплексообразователь Mg^{2+}). Витамин B_{12} – это комплексное соединение кобальта.

Координационные соединения разнообразны не только по составу и структуре, но и по устойчивости внутренней координационной сферы. Количественной характеристикой устойчивости комплексных ионов являются значения их *констант нестойкости*, или *констант устойчивости*. Диссоциация комплексных ионов подчиняется закону действия масс и выражается константой равновесия: $[Zn(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow Zn^{2+} + 4NH_3$.

$$K_d = \frac{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}} = 4,0 \cdot 10^{-10}$$

Константа диссоциации комплексного иона называется *константантой нестойкости*, обратная ей величина называется константой устойчивости:

$$K_y = \frac{1}{K_n} = \frac{[[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}$$

Комплексный ион тем устойчивей, чем меньше его константа нестойкости.

Так как диссоциация комплексного иона является процессом обратимым, то, выводя из его сферы ионы, можно практически разрушить комплекс. Например взаимодействие HNO_3 с $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{HNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$. Разрушение комплекса может произойти и в результате образования какого-либо более прочного комплекса, т.е. обладающего меньшей константой нестойкости.

Название комплексных соединений начинают с указания состава внутренней сферы, если внешняя сфера катион и внешней сферы, если внешняя сфера анион. Во внутренней сфере сначала называют анионы, прибавляя к их латинскому названию окончание «о» – хлоро, циано, гидроксо. Затем называют нейтральные лиганды. Число лигандов указывают греческими числительными: 1-моно, 2-ди и т.д. Затем указывают римскими цифрами степень окисления центрального атома и его русское или латинское название, в конце прибавляя окончание «ат». После обозначения состава внутренней сферы, называют внешнесферные катионы. Например:

- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NH}_3]$ – пентацианоамин (III) феррат калия;
- $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$ – трифторотриаквохром (III);
- $[\text{Co}(\text{NO}_2)\text{Cl}(\text{NH}_3)_3]$ – динитрохлоротриамин кобальт (III);
- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$ – хлорид дихлоротетрааминплатины (IV);
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – хлорид диаминсеребра (I).

Вопросы семинара: строение комплексных соединений. Координационная теория Вернера. Устойчивость комплексных соединений. Свойства комплексов, их классификация.

Лабораторные работы:

1. Различие между простыми и комплексными ионами.
2. Получение комплексных соединений.

1. Различие между простыми и комплексными ионами

Ход работы:

а) К 1-2 мл раствора FeCl_3 прилить несколько капель раствора KCNS . Наблюдать появление кроваво-красного окрашивания раствора. Написать уравнение реакции.

б) Прodelать аналогичный опыт, взяв вместо FeCl_3 раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Убедиться в том, что раствор этой соли не содержит Fe^{3+} .

в) Налить в одну пробирку 1-2 мл раствора FeCl_3 , в другую – раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Добавить в каждую пробирку одинаковое количество раствора FeSO_4 . Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции. Определить заряд комплексных ионов, полученных в опыте.

2. Получение комплексных соединений

Ход работы:

а) Налить в пробирку 1 мл раствора CuSO_4 и по каплям раствор аммиака до образования голубого осадка. Взять часть взмученного осадка и прилить к нему избыток NH_4OH , наблюдается растворение осадка и посинение раствора вследствие образования комплексных ионов. Написать уравнение реакции. Указать заряд комплексообразователя и координационное число.

б) К 1 мл раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ добавить по каплям разбавленный раствор KI до образования ярко-красного осадка. Взять часть взмученного осадка и прилить к нему избыток раствора KI , наблюдается растворение осадка, вследствие образования растворимой комплексной соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Написать уравнение реакции.

Вопросы для самоконтроля:

1. Чем отличаются комплексные соединения от двойных солей?
2. Как диссоциируют комплексные соединения и двойные соли в водных растворах?
3. Что такое ион-комплексобразователь? Какие ионы могут выполнять роль комплексообразователя?
4. Что такое лиганды?

5. Что такое координационное число? Какие ионы имеют координационные числа 2,4,6?
6. Как рассчитать заряд комплексного иона?
7. Как классифицируются комплексные соединения?

**Задачи и упражнения для подготовки по теме
«Получение и свойства комплексных соединений»**

1. Вычислите заряды комплексных ионов, образованных платиной (IV):

а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$; б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$; в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

Решение. а) степень окисления атома платины равна +4, заряды молекул NH_3 равны нулю, а заряды двух хлорид-ионов равны -2; алгебраическая сумма зарядов: $+4 + (-2) = +2$.

Таким же образом найдем заряды других комплексных ионов:

б) $+4 + (-5) = -1$; в) $+4 + (-4) = 0$.

Значит в первом случае внешняя сфера содержит отрицательно заряженные ионы, во втором положительно заряженные ионы, а в третьем – соединение практически является неэлектролитом.

2. Чему равна степень окисления комплексообразователя в комплексном соединении $\text{K}_4[\text{Zn}(\text{CrO}_4)_3]$?

3. Что является комплексообразователем в соединении $\text{Na}[\text{Hg}(\text{H}_2\text{O})_3\text{CNS}]$?

4. Чему равно координационное число в комплексном соединении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$?

5. Чему равен заряд центрального атома в комплексном соединении $\text{H}[\text{BF}_4]$?

6. Координационное число иона Pt^{4+} равно 6. Напишите возможные комплексы, образованные ионом Pt^{4+} в качестве комплексообразователя с ионами Cl^- в качестве лиганда.

7. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединении $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

8. Написать уравнение диссоциации и выражение константы устойчивости для комплекса $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

9. Определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $\text{K}[\text{AuBr}_4]$, $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$.

10. Определите степени окисления комплексообразователя в следующих комплексных ионах: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$, $[\text{F}(\text{CN})_6]^{3-}$.

11. Найдите заряды комплексов и укажите среди них катионы, анионы и неэлектролиты: $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$.

12. Вычислите заряды следующих комплексных ионов, образованных хромом (III):

- а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]$
- б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]$
- в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$
- г) $[\text{Cr}(\text{CN})_6]$
- д) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]$
- е) $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_2(\text{OH})_2]$
- ж) $[\text{Cr}(\text{CN})_5\text{NO}_3]$

13. Вычислите заряды следующих комплексных ионов, образованных атомами палладия (II), платины (II), железа (II) и никеля (II):

- а) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$
- б) $[\text{PdH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]$
- в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{NO}_2]$
- г) $[\text{Fe}(\text{NH}_3)(\text{CN})_5]$
- д) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- е) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$

14. Вычислите степени окисления платины, кобальта, олова, золота и никеля в комплексных ионах, заряды которых указаны:

- а) $[\text{PtCl}_3(\text{NO}_2)]^{2-}$
- б) $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]^{3+}$
- в) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NCS}]^{2+}$
- г) $[\text{SnF}_6]^{2-}$
- д) $[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]^-$
- е) $[\text{Pt}(\text{SO}_3)_4]^{6-}$
- ж) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$

15. Координационные числа платины (II) и палладия (II) равны четырем. Напишите уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений:

- а) $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$
- б) $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$
- в) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$

- г) $\text{PtCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot \text{NH}_3$
- д) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$
- е) $\text{PdCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- ж) $\text{Pd}(\text{NO}_2)_2 \cdot 2\text{NH}_3$

16. Координационное число атома кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений:

- а) $\text{CoBr}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$
- в) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

17. Назовите комплексные соединения:

- а) $(\text{NH}_4)_3[\text{RhCl}_6]$
- б) $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$
- в) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- г) $\text{K}_2[\text{PtI}_4]$
- д) $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$
- е) $\text{K}_2[\text{PtCl}(\text{OH})_5]$
- ж) $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$
- з) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{NCS})_6]$
- и) $\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$
- к) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
- л) $\text{Na}_2[\text{PdI}_4]$
- м) $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{NCS})_4]$

18. Напишите эмпирические формулы следующих соединений:

- а) гексацианоферрат (III) калия
- б) дицианоаргентата (I) калия
- в) тетрародано платината (II) калия
- г) пентанитробромоплатината (IV) калия
- д) тетранитродихлороиридата (III) натрия
- е) пентахлороакварутената (III) натрия
- ж) гидроксопентахлорорутената (IV) калия
- з) тринитрокупрата (II) калия

19. Назовите комплексные соединения:

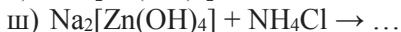
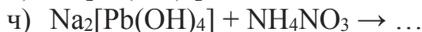
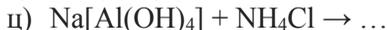
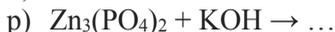
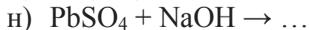
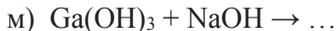
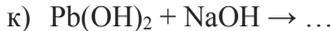
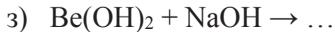
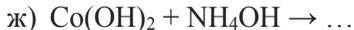
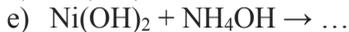
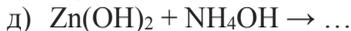
- а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
- б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\text{Br}_2$
- в) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
- г) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{SO}_4$

- д) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$
е) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_3$
ж) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
з) $[\text{CoH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_4\text{CN}]\text{Br}_2$
и) $[\text{PdH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$
к) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$
л) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$
м) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$
н) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{NO}_3$
о) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]_2[\text{PtCl}_4]$
п) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$
р) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{Pt}(\text{NH}_3\text{Cl}_3)_2]$
20. Напишите формулы следующих соединений:
а) нитрата роданопентаамминкобальта (III)
б) бромида бромтриамминплатины (II)
в) гидросульфата сульфатопентаамминкобальта (III)
г) бромида гексаамминосмия (III)
д) бромида гексаамминосмия (I)
е) нитрата дихлоротетраамминродия (III)
ж) йодида пентаамминакваиридия (III)
з) хлорида хлорпентаамминиридия (III)
и) хлорида нитрохлоротетраамминплатины (IV)
21. Назовите комплексные соединения:
а) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3\text{PO}_4]$
б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{NCS})_2]$
в) $[\text{Rh}(\text{NH}_3)_3\text{I}_3]$
г) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{NCS})_3]$
д) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$
е) $[\text{RuH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_3]$
ж) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$
з) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{C}_2\text{O}_4\text{Cl}]$
и) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$
22. Напишите формулы следующих соединений:
а) тетраiodоdiamминплатины
б) фосфатопентаамминкобальта
в) тригидроксотриамминкобальта
г) динитродихлородиаминоплатины
д) динитрохлоротриаммин платины
е) трироданотриаквахрома

ж) трихлоротриамминридия

з) сульфитодиаминаплаины

23. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах:



24. Криолит $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ является кишечным инсектицидом для борьбы с грызущими насекомыми. Укажите в составе этого комплексного соединения внутреннюю координационную сферу, ион-комплексообразователь, лиганды, ионы внешней сферы. Чему равно координационное число комплексообразователя этом соединени? Вычислите заряд внутренней координационной сферы. Назовите это комплексное соединение по номенклатуре ИЮПАК.

25. Напишите уравнения реакций для третьей, четвертой и пятой ступеней замещения молекул воды молекулами аммиака в

составе аквакомплекса никеля и обратных им реакций «диссоциации» аммиачных комплексов. Составьте выражения соответствующих констант устойчивости и нестойкости.

26. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях и запишите их названия:

- а) $K[AuBr_4]$
- б) $H[Co(CN)_4(H_2O)_2]$
- в) $K_2[Cd(CN)_4]$
- г) $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$
- д) $Ca[ZrF_6]$
- е) $Na_2[Fe(CN)_5NO]$
- ж) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$
- з) $Ba[Cu(SCN)(CN)_3]$
- и) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$
- к) $[Cr(NH_3)_4H_2O \cdot Br]Cl_2$
- л) $K[Pt(NH_3)Cl_5]$
- м) $K_4[Mo(CN)_8]$

27. Определите величину и знак заряда комплексных ионов и составьте формулы комплексных соединений с приведенным катионом или анионом:

- а) $[Bi^{3+}I_4]$
- б) $[Co^{3+}(NH_3)_2(NO_2)_4]$
- в) $[Cr^{3+}(NH_3)_5Cl]$
- г) $[Pd^{2+}(NH_3)_2H_2O \cdot Cl]$
- д) $[Pd^{2+}(NH_3)_2(CN)_2]$
- е) $[Pt^{2+}(NH_3)_3NO_2]$
- ж) $[Fe^{3+}F_6]$
- з) $[Ni^{2+}(CN)_4]$
- и) $[Hg^{2+}(SCN)_4]$
- к) $[Fe^{2+}(CN)_6]$
- л) $[Cr^{3+}(H_2O)_4Cl_2]$
- м) $[Cr^{3+}(C_2O_4)_2(OH)_2]$

28. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений и дайте обоснование выбора комплексообразователя:

- а) $3NaF \cdot AlF_3$
- б) $2NH_4Br \cdot CuBr_2 \cdot 2NH_3$

- в) $\text{SiF}_4 \cdot \text{BaF}_2$
- г) $3\text{NaCl} \cdot \text{IrCl}_3$
- д) $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$
- е) $\text{Cd}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{NH}_3$
- ж) $2\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
- з) $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$
- и) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- к) $\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{NH}_3$
- л) $2\text{KNO}_3 \cdot \text{HNO}_3 \cdot \text{Au}(\text{NO}_3)_3$
- м) $\text{KCN} \cdot \text{Co}(\text{CN})_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

29. Вычислите заряды ионов-комплексообразователей в следующих комплексных ионах:

- а) $[\text{SnF}_6]^{2-}$
- б) $[\text{Pt}(\text{SO}_3)_4]^{6-}$
- в) $[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]^-$
- г) $[\text{Pt}(\text{SO}_3)_4]^{4-}$
- д) $[\text{AuCl}_4]^-$
- е) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$
- ж) $[\text{Pt}(\text{OH})_6]^{2-}$
- з) $[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_4]^{2-}$
- и) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]^{3+}$
- к) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{3+}$
- л) $[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$
- м) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]^{2+}$

30. Напишите уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений, учитывая, что координационные числа ионов платины и палладия в степени окисления +2 равны четырем:

- а) $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$
- б) $\text{PdCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$
- г) $\text{Pd}(\text{NO}_2)_2 \cdot 2\text{NH}_3$
- д) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$
- е) $\text{Pd}(\text{CN})_2 \cdot 2\text{NH}_3$
- ж) $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$
- з) $\text{Pt}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{NaOH}$
- и) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$

МЕТАЛЛЫ, НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СВОЙСТВА

Положение металлов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Если в периодической системе элементов Д.И. Менделеева провести диагональ от бериллия к астату, то справа вверх от диагонали будут находиться элементы-неметаллы (исключая элементы побочных подгрупп), а слева внизу – элементы-металлы (к ним же относятся элементы побочных подгрупп). Элементы, расположенные около диагонали (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb и др.), обладают двойственным характером. Если рассматривать элементы по семействам, то можно сказать, что к металлам относятся s-элементы I и II групп, все *d*- и *f*-элементы, а также *p*-элементы главных подгрупп: III (кроме В), IV (Ge, Sn, Pb), V (Sb, Bi) и VI (Po). Наиболее типичные элементы-металлы расположены в начале периодов (начиная со второго). Таким образом, из 107 элементов 85 являются металлами.

Физические свойства металлов. Характерные физические свойства металлов (высокая электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность) объясняются общностью в строении их кристаллических решеток. Но по некоторым физическим свойствам металлы в значительной степени отличаются друг от друга. Так, наименьшую плотность имеют щелочные металлы, а наибольшую – осмий. Самый легкий металл – Li (плотность 0,53 г/см³), самый тяжелый Os (плотность 22,6 г/см³). Металлы, плотность которых меньше 5, условно принято называть *легкими металлами*, а металлы с плотностью больше 5 – *тяжелыми*. Металлы отличаются друг от друга и по твердости. Самые мягкие – щелочные металлы, они легко режутся ножом. Самый твердый металл – хром (режет стекло). Диапазон температур плавления металлов очень широк. Самый легкоплавкий металлов – Hg ($t_{пл.} = 38,9\text{ }^{\circ}\text{C}$). Самый тугоплавкий металл – W ($t_{пл.} = 3390\text{ }^{\circ}\text{C}$), поэтому вольфрам применяется для изготовления нитей накаливания электроламп. Металлы, температура плавления которых выше 1000 °С, называют *тугоплавкими*, а ниже 100 °С – *легкоплавкими*.

Для металлов характерна высокая *пластичность*. Она уменьшается в ряду Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Золото, например, можно прокатывать в листы толщиной не более 0,003 мм, которые используются для позолоты различных предметов. Для всех металлов характерен *металлический блеск, непрозрачность*. Металлы обладают хорошей *электрической проводимостью*, что объясняется присутствием в них свободных электронов, которые под влиянием даже небольшой разности потенциалов приобретают направленное движение от отрицательного полюса к положительному. Наибольшей электрической проводимостью обладают Ag и Cu.

Хорошая теплопроводность обуславливается высокой подвижностью свободных электронов и колебательным движением атомов, благодаря чему происходит быстрое выравнивание температуры в массе металла. Наибольшая теплопроводность – у Ag и Cu, наименьшая – у Вi и Hg.

Металлы имеют кристаллическое строение. Большинство из них кристаллизуется в кубической решетке.

Химические свойства металлов. Многие свойства можно охарактеризовать по *электрохимическому ряду напряжения металлов*, в котором металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов: ***Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au:***

– чем более отрицателен электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность.

– Каждый металл способен вытеснить (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов после него.

– Все металлы, имеющие отрицательный стандартный электродный потенциал, т.е. находящиеся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода, способны вытеснить его из растворов кислот, а щелочные металлы вытесняют водород из воды.

Взаимодействие с кислородом воздуха: Li, K, Ca, Na – быстро окисляются при обычной температуре; Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, Cu, Hg – медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании; Ag, Pt, Au – не окисляются вообще.

Взаимодействие с водой: Li, K, Ca, Na – при обычной температуре образуется гидроксид и выделяется H₂; Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb – при нагревании образуются оксиды и выделяется H₂; Cu, Hg, Ag, Pt, Au – водород из воды не вытесняют вообще.

Взаимодействие с кислотами: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb – вытесняют водород из разбавленных кислот, кроме (HNO₃); Cu, Hg, Ag, Pt, Au – с разбавленными HCl и H₂SO₄ не реагируют; Cu, Hg, Ag – реагируют с концентрированной и разбавленной HNO₃ и с концентрированной H₂SO₄ при нагревании; Pt, Au – с кислотами не реагируют, растворяются в «царской водке» (HNO₃ : HCl = 1:3).

Нахождение в природе: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni – только в соединениях; Sn, Pb, Cu, Hg, Ag – в соединениях и в свободном виде; Pt, Au – главным образом в свободном виде.

Положение неметаллов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Число неметаллов, известных в природе, по сравнению с металлами относительно невелико. Их размещение в периодической системе следующее: 1-гр. – **H**; 2-гр. – нет; 3-гр. – **B**; 4-гр. – **C, Si**; 5-гр. – **N, P, As**; 6-гр. – **O, S, Se, Te**; 7-гр. – **F, Cl, Br, I**; 8-гр. – **He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn**. Неметаллы в основном расположены в правой верхней части периодической системы. Так как в периодах постепенно увеличиваются заряды ядер атомов элементов и уменьшаются атомные радиусы, а в группах, в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента атомные радиусы резко возрастают, то становится понятным, почему атомы неметаллов сильнее притягивают внешние электроны по сравнению с атомами металлов. Таким образом, у неметаллов преобладают окислительные свойства, т.е. способность присоединять электроны. Особенно ярко эти свойства преобладают у неметаллов VII и VI групп главных подгрупп 2-го и 3-го периодов. Самый сильный окислитель – фтор. Окислительные способности неметаллов зависят от численного значения электроотрицательности и увеличиваются в следующем порядке: **Si, B, H, P, C, S, I, N, Cl, O, F**.

Так, фтор энергичнее по сравнению с кислородом реагирует с водородом и металлами:

$$\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}.$$
 Менее энергично реагирует кислород:
$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}.$$
 Фтор как самый активный неметалл в химических

реакциях вообще не проявляет восстановительных свойств, т.е. фтор не способен отдавать электроны. *Кислород* же в соединениях с фтором (OF_2 , O_2F_2) проявляет положительную степень окисления, т.е. может быть восстановителем.

Восстановительные свойства, хотя и в значительно более слабой степени по сравнению с металлами, проявляют и все остальные элементы-неметаллы и соответствующие им простые вещества, причем эти свойства постепенно возрастают от кислорода к кремнию. Например, *хлор* непосредственно с кислородом не соединяется, но косвенным путем можно получить оксиды хлора (Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7), в которых хлор проявляет положительную степень окисления. *Азот* при высокой температуре непосредственно соединяется с кислородом и проявляет при этом восстановительные свойства: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$. Еще энергичнее с кислородом реагирует *сера*: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$. Причем сера примерно в равной степени проявляет как восстановительные, так и окислительные свойства. При нагревании паров серы с водородом происходит реакция: $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.

Наиболее общие свойства неметаллов следующие:

8. Все неметаллы являются р-элементами, т.е. имеют не полностью застроенные р-орбитали (но далеко не каждый р-элемент является неметаллом);

9. Все неметаллы характеризуются высоким значением электроотрицательности; для них характерна способность притягивать электроны от других элементов при образовании молекул.

10. Высшие оксиды неметаллов являются кислотными. Сила соответствующих им кислот увеличивается при переходе от IV к VII группе.

11. Водородные соединения неметаллов – газообразные при обычных условиях вещества.

12. Для соединений неметаллов друг с другом характерна ковалентная связь.

Строение простых веществ-неметаллов: для большинства неметаллов – простых веществ характерно молекулярное строение, и лишь некоторые из них имеют немолькулярное строение. *Немолекулярное строение* имеют C, B, Si. У этих неметаллов *атомные кристаллические решетки*. Эти элементы в виде простых веществ существуют в нескольких аллотропных модификациях – в кристаллическом и аморфном состояниях. Кри-

таллические видоизменения С (алмаз), Si и В обладают большой твердостью, высокими температурами плавления и полупроводниковыми свойствами. Все эти элементы образуют соединения с металлами – карбиды (CaC_2 , Al_4C_3 , Fe_3C), силициды (Mg_2Si) и бориды (TaB , TaB_2). Некоторые из этих соединений обладают большой твердостью (TaB , Fe_3C). Молекулярное строение имеют F_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , N_2 , I_2 , S_8 . Для этих неметаллов в твердом состоянии характерны молекулярные кристаллические решетки. При обычных условиях это газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления.

Вопросы семинара: Металлы, особенности их строения. Свойства металлов. Способы получения металлов. Сплавы. Значение металлов в народном хозяйстве. Неметаллы, особенности их строения. Свойства неметаллов. Способы получения неметаллов. Важнейшие соединения неметаллов, их значение в народном хозяйстве.

Лабораторная работа: отношение металлов к воде, кислотам, щелочам.

Ход работы:

а) В кристаллизатор налить воду, прибавить каплю фенолфталеина. В чашку опустить наполненную водой пробирку вверх дном и быстро подвести под нее маленький кусочек металлического натрия (Са), завернутого в небольшую фильтровальную бумагу. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Кусочек ленты магния (1-2см) хорошо очистить от оксида наждачной бумагой. Опустить в цилиндрическую пробирку с 6-7 каплями дистиллированной воды. Пробирку закрепить в штативе и, отметив отсутствие реакции при комнатной Т, нагреть пробирку на спиртовке. Что наблюдается? Дать пробирке остыть и прибавить к полученному раствору 2-3 капли фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Написать уравнение реакции.

б) Испытать действие концентрированной, затем разбавленной (1:2) серной кислоты на железо, цинк, свинец, алюминий и медь. Для этого по кусочку выше указанных металлов и прилить 1-2 мл кислоты. В случае, когда реакция на холоду не идет или

протекает очень медленно, пробирку нагреть. Наблюдать продукты реакции, составить соответствующие уравнения реакций. Таким же образом можно испытать действие концентрированной и разбавленной растворов азотной и соляной кислот на выше указанные металлы.

в) Испытать действие концентрированного раствора щелочи (KOH или NaOH) на железо, цинк, свинец, алюминий и медь. Наблюдать, протекают ли реакции. Написать уравнение реакций.

Вопросы для самоконтроля:

1. Где расположены элементы-металлы в периодической системе?
2. К каким электронным семействам относятся элементы-металлы?
3. Сколько электронов имеют атомы металлов на внешнем электронном слое?
4. Каково строение кристаллических решеток металлов?
5. Что называется металлической связью?
6. Какими физическими свойствами характеризуются металлы?
7. Что называется энергией ионизации?
8. Почему атомы металлов в химических реакциях являются восстановителями?
9. Какие химические свойства характерны для металлов?
10. На каком свойстве металлов основано изготовление сплавов?
11. Сколько элементов относят к неметаллам?
12. В каких подгруппах находятся неметаллы?
13. Какое число электронов может быть у атомов неметаллов на внешнем электроном уровне?
14. Каков тип химической связи между атомами в кристаллической структуре неметаллов?
15. Чем отличаются простые вещества – неметаллы от металлов по физическим свойствам?
16. При взаимодействии, с какими веществами неметаллы играют роль окислителей, восстановителей? Приведите примеры

Задачи и упражнения для подготовки по теме

«Металлы, неметаллы, их свойства»

1. Какой металл в следующем ряду является наиболее активным: Fe, Zn, Mn, K, Au? Почему?
2. Ион какого металла обладают наибольшими окислительными свойствами: Cr^{3+} , Ca^{2+} , Mn^{2+} , Ag^{+} ?
3. Какие из следующих реакций возможны:

- а) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
- б) $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow \dots$
- в) $\text{Cu} + \text{NiSO}_4 \rightarrow \dots$
- г) $\text{Sn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \dots$
- д) $\text{Zn} + \text{NaCl} \rightarrow \dots$
- е) $\text{Ag} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$
- ж) $\text{Al} + \text{AuCl}_3 \rightarrow \dots$
- з) $\text{Cu} + \text{HgCl}_2 \rightarrow \dots$

Допишите уравнения реакций, возможных в водных растворах.

4. Какие продукты получатся в результате взаимодействия металлического алюминия:

- а) с водным раствором CuSO_4
- б) с водным раствором серной кислоты? Напишите уравнения реакций.

5. Какие продукты получатся в результате реакции металлического цинка с водным раствором сульфата никеля (II). Является ли эта реакция окислительно-восстановительной? Почему?

6. С растворами каких из указанных солей: CuSO_4 , ZnCl_2 , AgNO_3 , $\text{Al}_3(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_4 , NiSO_4 , KCl , NaNO_3 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ – может реагировать железо? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

7. При взаимодействии 8 г смеси железа и магния с соляной кислотой выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Сколько граммов железа и магния содержалось в смеси?

8. При обработке 8 г смеси магния и оксида магния соляной кислотой выделилось 5,6 л водорода (н.у.). Какова массовая доля (в %) магния в исходной смеси?

9. Составьте уравнения реакций восстановления:

- а) меди из оксида меди (II) углеродом и оксидом углерода (II)
- б) кадмия из оксида кадмия и марганца из оксида марганца (IV) водородом
- в) железа из оксида железа (III) и хрома из оксида хрома (III) алюминием.

Составьте электронный баланс и поставьте коэффициенты.

10. Какой объем оксида углерода (II) необходим для полного восстановления 320 г оксида железа (III)?

11. Сколько г алюминия необходимо взять для получения 78 г хрома из его оксида (III)?

12. Между какими из попарно взятых веществ произойдет химическая реакция? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах:

- а) Cu и HCl
- б) Cu и $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
- в) Zn и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- г) Cu и Ag_2SO_4
- д) Fe и ZnCl_2
- е) Ag и AuCl_3
- ж) Hg и H_2SO_4 (разб.)
- з) Mg и SnCl_2
- и) Cu и FeSO_4
- к) Al и CuSO_4
- л) Zn и MgCl_2
- м) Fe и CaCl_2
- н) Ag и H_2SO_4 (разб.)
- о) Zn и HCl

13. Сколько литров водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 4,6 г натрия с водой?

14. Какая масса хлорида натрия необходима для приготовления 5 л физиологического раствора ($\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$)?

15. Определите молярную концентрацию физиологического раствора, если его плотность равна $1,01 \text{ г/см}^3$?

16. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- а) $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaBr}$
- б) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$
- в) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$
- г) $\text{Na} \rightarrow \text{NaN} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}$

17. Какие из веществ можно использовать для устранения общей жесткости воды: NaOH, H_2SO_4 , CaCl_2 , Na_3PO_4 , CaSO_4 , Na_2CO_3 , известковая вода? Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах?

18. Какую массу гидроксида кальция следует прибавить к 162 грамм 5%-ного раствора гидрокарбоната кальция для получения средней соли?

19. Напишите уравнения реакции растворения Zn в HCl, в H₂SO₄ разб. и H₂SO₄ конц.

20. Какая из приведенных ниже реакций возможна?:

$Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4$; $Cu + ZnSO_4 = Zn + CuSO_4$. Почему?

21. В самородном состоянии встречается металл: а) Mg б) Al в) Ag.

22. При полном восстановлении порошка оксида меди (II) массой 79,5г водородом образовалась металлическая медь массой:

а) 32,75 г

б) 63,5 г

в) 79,5 г

23. В четырех пробирках находятся порошки CuO, Fe₂O₃, Ag и Fe. Для того чтобы точно распознать эти вещества, используя только один реактив, в каждую пробирку необходимо прилить раствор:

а) Na₂CO₃

б) HCl

в) NaOH.

24. Между какими веществами (электролит берется в виде водного раствора) произойдет химическая реакция:

а) Pb и MgCl₂

б) Zn и MgCl₂

в) Zn и Pb(NO₃)₂

25. Самым распространенным металлом в земной коре является:

а) железо

б) алюминий

в) титан

26. Связь в кристалле металла происходит преимущественно:

а) за счет образования общих электронных пар

б) за счет обобществления валентных электронов

в) за счет взаимодействия валентных электронов одного атома с пустыми орбиталями другого атома

27. Контакты некоторых радиодеталей покрывают слоем золота. Это делается:

а) для повышения прочности изделия

б) для предохранения окисления

в) для защиты от радиопомех

28. Различить растворы, содержащие Na_2CO_3 и NaHCO_3 можно:

а) нагрев раствор

б) добавив HCl

в) добавив CaCl_2

29. Назовите неметаллы, которые при обычных условиях являются газообразными веществами. Какой неметалл при обычных условиях находится в жидком состоянии? Опишите химические свойства этого неметалла по его положению в периодической системе.

30. Почему элементы главной подгруппы восьмой группы называются инертными газами?

31. Назовите все неметаллы, атомы которых имеют конфигурацию внешнего слоя:

а) ns^2np^5

б) ns^2np^3

32. Напишите уравнения реакции:

а) конц. серной кислоты с магнием и серебром

б) разб. серной кислоты с железом

33. Укажите, в каких из указанных ниже соединений атомы неметаллов имеют положительные степени окисления: AlCl_3 , SiH_4 , CaH_2 , LiH , PH_3 , P_2O_5 , Cl_2O_7 , SF_6 , PCl_3 , HI , H_2S , SCl_2 , H_2Se , MgCl_2 .

34. Концентрированная азотная кислота:

а) является восстановителем

б) проявляет окислительные свойства

в) растворяет золото и платину

35. В реакции $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) $\rightarrow \dots$ восстанавливается:

а) водород

б) сера

в) цинк

36. Концентрированные серная и азотная кислоты:

а) растворяют только металлы, стоящие в ряду активности до H_2

б) пассивируют Fe , Al , Cr

в) реагируют со всеми металлами, кроме Au , Pt

Выберите неверное утверждение.

37. Разбавленная азотная кислота:

а) растворяют только металлы, стоящие в ряду активности до H_2

б) пассивируют Fe, Al, Cr

в) реагируют со всеми металлами, кроме Au, Pt

38. Разбавленная серная кислота:

а) в реакциях с металлами восстанавливается до H_2

б) в реакциях с металлами восстанавливается до SO_2

в) в реакциях с металлами восстанавливается до H_2S

39. Какой металл способен вытеснить водород из воды при комнатной температуре:

а) медь

б) железо

в) натрий

40. С концентрированной соляной кислотой не будет взаимодействовать:

а) Cu

б) Al

в) Zn

41. Процесс разбавления серной кислоты:

а) экзотермический

б) эндотермический

в) не имеет теплового эффекта

42. При разбавлении H_2SO_4 всегда приливают кислоту к воде. Чем опасно разбавление концентрированной H_2SO_4 водой?

43. В каком из следующих состояний атомы неметаллов на внешнем электронном уровне имеют октет электронов: S^0 , S^{-2} , Cl^- , P^0 , Si^{+4} , Si^0 , C^0 , C^{-4} , N^0 , N^{-3} , F^0 , Se^{-2} , Br^{+3} , Te^{-2} ?

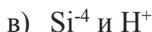
44. Какова конфигурация внешних электронных слоев атомов неметаллов в следующих состояниях: S^{-2} , Cl^- , Si^{-4} , H^+ , Se^{-2} , P^{+5} ?

45. Изобразите электронную конфигурацию атомов неметаллов в следующих состояниях: Cl^{+7} , S^{+4} , P^0 , C^0 , Kr^0 , Xe^{+4} .

46. Даны пары неметаллов с указанными степенями окисления:

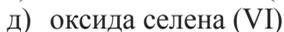
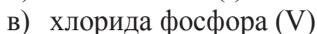
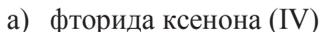
а) Si^{+4} и F^-

б) P^{+5} и Cl^-

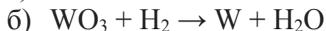
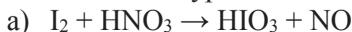


Составьте формулы соединений из каждой пары неметаллов.

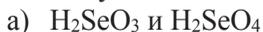
47. Напишите химическую формулу каждого из следующих веществ:



48. Составьте уравнения следующих химических реакций:



49. Укажите в каждой из указанных пар кислот более сильную кислоту:



50. Напишите формулы кислот, образующихся при взаимодействии воды со следующими кислотными оксидами: SeO_2 , Cl_2O_7 , P_2O_5 , SO_3 , Mn_2O_7 .

51. Даны вещества: H_2 , O_2 , Zn , HCl , CuO . Составьте уравнения пяти реакций возможного взаимодействия этих веществ между собой.

Занятие 13

**КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ
НА НЕКОТОРЫЕ КАТИОНЫ И АНИОНЫ**

Такой раздел химии, как аналитическая химия, изучает состав и структуру химических веществ с помощью качественного и количественного анализа. *Качественный анализ* позволяет определить присутствие или отсутствие элементов в химическом соединении, а *количественный анализ* включает в себя определение содержания химического вещества в анализируемом образце, то есть количество составляющих смесь компонентов.

Для качественного анализа используют характерные для определенных элементов химические как качественные реакции, которые достаточно легко выполнить и которые сопровождаются хорошо заметными изменениями: образованием характерного осадка, интенсивным окрашиванием раствора, выделением газа.

Таблица 15

Качественные реакции на катионы

Катион	Реактив	Признак реакции
1	2	3
Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	Выпадение белого осадка, не растворимого в кислотах: Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ = BaSO ₄ ↓
Cu ²⁺	1) OH ⁻ 2) S ²⁻	1) Выпадение осадка голубого цвета: Cu ²⁺ + 2OH ⁻ = Cu(OH) ₂ ↓ 2) Выпадение осадка черного цвета: Cu ²⁺ + S ²⁻ = CuS↓
Pb ²⁺	S ²⁻	Выпадение осадка черного цвета: Pb ²⁺ + S ²⁻ = PbS↓
Ag ⁺	Cl ⁻	Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO ₃ , но растворимого в аммиаке NH ₄ OH: Ag ⁺ + Cl ⁻ → AgCl↓
Fe ²⁺	1) OH ⁻ 2) Гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) K ₃ [Fe(CN) ₆]	1) Выпадение белого осадка, зеленеющего на воздухе: Fe ²⁺ + 2OH ⁻ = Fe(OH) ₂ ↓ 2) Выпадение синего осадка (турнбулева синь): K ⁺ + Fe ²⁺ + [Fe(CN) ₆] ³⁻ = KFe[Fe(CN) ₆]↓

1	2	3
Fe ³⁺	1) OH ⁻ 2) Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) K ₄ [Fe(CN) ₆] 3) Роданид-ион SCN ⁻	1) Выпадение осадка бурого цвета: Fe ³⁺ + 3OH ⁻ = Fe(OH) ₃ ↓ 2) Выпадение синего осадка (берлинская лазурь): K ⁺ + Fe ³⁺ + [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ = KFe[Fe(CN) ₆]↓ 3) Появление интенсивно-красного (кроваво-красного) окрашивания: Fe ³⁺ + 3SCN ⁻ = Fe(SCN) ₃
Al ³⁺	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение белого осадка гидроксида алюминия при приливании небольшого количества щелочи: OH ⁻ + Al ³⁺ = Al(OH) ₃ и его растворение при дальнейшем приливании: Al(OH) ₃ + NaOH = Na[Al(OH) ₄]
NH ₄ ⁺	OH ⁻ , нагрев	Выделение газа с резким запахом: NH ₄ ⁺ + OH ⁻ = NH ₃ ↑ + H ₂ O Посинение влажной лакмусовой бумажки
H ⁺ (кислая среда)	Индикаторы: – лакмус – метиловый оранжевый	Красное окрашивание

Таблица 16

Качественные реакции на анионы

Анион	Реактив	Признак реакции
1	2	3
SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Выпадение белого осадка, не растворимого в кислотах: Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ = BaSO ₄ ↓
NO ₃ ⁻	1) Добавить H ₂ SO ₄ (конц.) и Cu, нагреть 2) Смесь H ₂ SO ₄ + FeSO ₄	1) Образование раствора синего цвета, содержащего ионы Cu ²⁺ , выделение газа бурого цвета (NO ₂) 2) Возникновение окраски сульфата нитрозо-железа (II) [Fe(H ₂ O) ₅ NO] ²⁺ . Окраска от фиолетовой до коричневой (реакция «бурого кольца»)
PO ₄ ³⁻	Ag ⁺	Выпадение светло-желтого осадка в нейтральной среде: 3Ag ⁺ + PO ₄ ³⁻ = Ag ₃ PO ₄ ↓

1	2	3
CrO_4^{2-}	Ba^{2+}	Выпадение желтого осадка, не растворимого в уксусной кислоте, но растворимого в HCl : $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4\downarrow$
S^{2-}	Pb^{2+}	Выпадение черного осадка: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$
CO_3^{2-}	1) Ca^{2+} 2) H^+	1) Выпадение белого осадка, растворимого в кислотах: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$ 2) Выделение бесцветного газа («вскипание»), вызывающее помутнение известковой воды: $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
CO_2	Известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$	Выпадение белого осадка и его растворение при дальнейшем пропускании CO_2 : $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
SO_3^{2-}	H^+	Выделение газа SO_2 с характерным резким запахом (SO_2): $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
F^-	Ca^{2+}	Выпадение белого осадка: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2\downarrow$
Cl^-	Ag^+	Выпадение белого творожистого осадка, не растворимого в HNO_3 , но растворимого в $\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{конц.})}$: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$; $\text{AgCl} + 2(\text{NH}_4\text{OH}) = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$
Br^-	Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка, не растворимого в HNO_3 : $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$ (осадок темнеет на свету)
I^-	Ag^+	Выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO_3 и $\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{конц.})}$: $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$ (осадок темнеет на свету)
OH^- (щелочная среда)	Индикаторы: – лакмус – фенолфталеин	– синее окрашивание – малиновое окрашивание

Для обнаружения катионов щелочных металлов сухие соли вносят в среднюю самую горячую часть пламени спиртовки. При этом катионы лития (Li^+) окрасят пламя в темно-розовый цвет, катионы калия (K^+) – в фиолетовый, катионы натрия (Na^+) – в желтый, катионы рубидия (Rb^+) – в красный, катионы цезия (Cs^+) – в голубой цвет.

Выбирая качественные реакции для анализа образца, важно знать общие правила растворимости химических соединений:

- все нитраты являются растворимыми;
- практически все соли калия, натрия и аммония растворимы;
- все хлориды, бромиды и йодиды растворимы, за исключением галогенидов серебра, ртути (I) и свинца (II);
- все сульфаты растворимы, за исключением сульфатов бария, стронция и свинца (II), которые являются нерастворимыми, и сульфатов кальция и серебра, которые являются умеренно растворимыми;
- все карбонаты, сульфиты и фосфаты не растворяются за исключением карбонатов, сульфитов и фосфатов калия, натрия и аммония.
- все сульфиды нерастворимы, за исключением сульфидов щелочных металлов, щелочноземельных металлов и аммония.
- все гидроксиды нерастворимы за исключением гидроксидов щелочных металлов. Гидроокиси стронция, кальция и бария умеренно растворимы.

В настоящее время качественный анализ используется в самых различных областях: в технике, промышленности, сельском хозяйстве, медицине, биологии.

Вопросы семинара: практические задачи аналитической химии; методы аналитической химии; значение химического анализа в смежных с химией областях науки, в народном хозяйстве.

Лабораторная работа: частные реакции на некоторые катионы и анионы.

Ход работы:

1. Реакция на NH_4^+ -ионы: в пробирку налить 1-2 мл раствора соли аммония и добавить несколько капель концентрированного раствора щелочи. Заранее подготовить влажную фильтровальную бумагу, пропитанную раствором фенолфталеина. Содержимое пробирки слегка нагреть, держа у отверстия фенолфталеиновую бумажку. Что происходит? Написать уравнение реакции, объяснить причину окрашивания индикаторной бумажки.

2. Реакции на Fe^{3+} -ионы: растворы солей железа (III) имеют желтую или красно-бурую окраску.

а) К раствору хлорида железа (III) добавить раствор щелочи. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

б) К раствору хлорида железа (Ш) добавить раствор роданида калия $KCNS$. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

в) К раствору хлорида железа (Ш) добавить раствор желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

3. Реакции на Fe^{2+} -ионы: растворы солей железа (II) окрашены в бледно-зеленый цвет. Разбавленные растворы бесцветны.

а) К раствору хлорида железа (II) добавить раствор щелочи. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

б) К раствору хлорида железа (II) добавить раствор красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

4. Реакция на SO_4^{2-} -ионы: налить в одну пробирку разбавленной серной кислоты, в другую – сульфат натрия, в третью – сульфат меди. Добавить в каждую пробирку раствора хлорида бария. Что наблюдается? Написать уравнения реакции. Сделать выводы.

5. Реакция на Cl^- -ионы: налить в одну пробирку соляной кислоты, в другую – хлорид натрия, в третью – хлорид бария. Добавить в каждую пробирку по несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Написать уравнения реакции. В каждую из трех пробирок добавить по 2-3 капли концентрированного раствора аммиака и хорошо перемешать. Наблюдается растворение осадка вследствие образования комплексного соединения. Написать уравнения реакции. Сделать выводы.

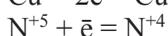
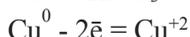
КОМБИНИРОВАННЫЕ ЗАДАЧИ

1. Какую массу гидроксида меди (II) можно получить из меди массой 16 г по следующей схеме: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$?

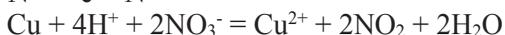
Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Решение. Составляем уравнения протекающих реакций.

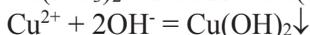
Нитрат меди (II) можно получить, растворяя медь в концентрированной азотной кислоте:



1
2



Действием щелочи на раствор нитрата меди (II) можно получить гидроксид меди (II):



Определяем количество вещества меди, взятой для реакции:

$$n(\text{Cu}) = m(\text{Cu}) / M(\text{Cu}); n(\text{Cu}) = 16/64 = 0,25 \text{ моль.}$$

Из уравнения (а) следует: $n(\text{Cu}) / n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 1/1$

и из уравнения (б) следует: $n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) / n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1$

Следовательно, $n(\text{Cu}) / n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1$; $n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = n(\text{Cu})$;
 $n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,25 \text{ моль.}$

Находим массу гидроксида меди (II):

$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = n(\text{Cu}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{OH})_2);$$

$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,25 \cdot 98 \text{ г} = 24,5 \text{ г.}$$

2. При осуществлении превращений по схеме:

$\text{I}_2 \rightarrow \text{HI} \rightarrow \text{KI} \rightarrow \text{AgI}$ получили йодид серебра массой 61,1 г, причем выход составил 65% от теорического возможного. Какая масса йода была взята? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, с помощью которых можно осуществить указанные превращения.

3. Некоторый газ образован бором и водородом, причем массовая доля водорода в нем равна 18,5%. Плотность этого газа по водороду составляет 27. Определите формулу этого газа.

4. Массовые доли кремния и водорода, входящих в состав некоторого соединения, равны соответственно 91,3 и 8,7%. Определите формулу соединения, если плотность его паров по воздуху равна 3,172.

5. В стальном баллоне объемом 5 л находится аммиак при температуре 22 °С и давлении 620 кПа. Какая масса гидросульфата аммония может быть получена, если весь аммиак пропустить через избыток раствора серной кислоты?

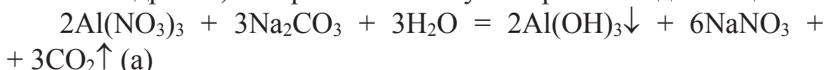
6. Для анализа фосфорсодержащего удобрения взяли его образец массой 5 г.

В результате ряда превращений получили фосфат кальция массой 6,2 г. Определите массовую долю фосфора в удобрении.

7. Какой объем воздуха потребуется для сжигания угля массой 10 кг? Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21%. Уголь содержит углерод (массовая доля 96%), серу (0,8%) и негорючие примеси.

8. К раствору, в котором находится нитрат алюминия массой 42,6 г, прилили раствор, содержащий карбонат натрия массой 37,2 г. Осадок прокалили. Определите массу остатка после прокаливания.

Решение. Нитрат алюминия – соль слабого основания и сильной кислоты, карбонат натрия – соль сильного основания и слабой кислоты, следовательно, обе соли в растворе подвергаются гидролизу. При смешивании растворов они взаимно усиливают гидролиз, который в этом случае протекает до конца:



При прокаливании осадка образуется оксид алюминия:



Определяем количества вещества:

$$n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = m(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) / M(\text{Al}(\text{NO}_3)_3);$$

$$n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 42,6 / 213 = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3) / M(\text{Na}_2\text{CO}_3);$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 37,2 / 106 = 0,35 \text{ моль}$$

Из уравнения (а) видно, что для реакции с 0,2 моль нитрата алюминия требуется 0,3 моль карбоната натрия, следовательно, карбонат натрия взят в избытке.

Из уравнения (а) следует: $n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) / n(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/1$.

Из уравнения (б) следует: $n(\text{Al}(\text{OH})_3) / n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2/1$.

Поэтому $n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) / n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2/1$.

Отсюда получаем: $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) / 2$;

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,2 / 2 = 0,1 \text{ моль.}$$

Определяем массу оксида алюминия, полученного после прокаливания:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3); m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,1 \cdot 102 = 10,2 \text{ г}$$

9. Продуктами горения вещества массой 3,2 г являются азот объемом 2,24 л (н.у.) и вода массой 3,6 г. Определите формулу соединения, если плотность его паров по водороду равна 16.

10. При частичном восстановлении водородом оксида кобальта (II) массой 30 г получили смесь оксида и металла массой 26,8 г. Какое количество вещества водорода вступило в реакцию? Определите массовую долю кобальта в полученной смеси.

11. К раствору нитрата свинца (II) массой 250 г прилили избыток раствора сульфида калия. Образовался осадок массой 47,8 г. Определите массовую долю нитрата свинца (II) в исходном растворе.

12. Смесь водорода и хлороводорода объемом 7 л (н.у.) пропустили через избыток раствора нитрата серебра, получив осадок массой 28,7 г. Определите объемную долю водорода в смеси.

13. Через раствор массой 50 г с массовой долей йодида натрия 15% пропустили избыток хлора. Выделился йод массой 5,6 г. Определите выход продукта реакции.

14. Газ, полученный при взаимодействии сульфида железа (II) массой 17,6 г с избытком серной кислоты, пропустили через раствор сульфата меди (II) массой 300 г. Образовался осадок массой 14,4 г. Определите массовую долю сульфата меди (II) в растворе.

15. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HMnO}_4$

Какие из этих реакций являются окислительно-восстановительными? В уравнениях этих реакций подберите коэффициенты методом электронного баланса.

16. Какой объем газа, измеренный при температуре 22 °С и давлении 98 кПа, выделится, если к раствору массой 230 г с массовой долей карбоната натрия 15% прилить раствор массовой долей хлороводорода 20%?

17. Раствор хлороводорода объемом 33,2 мл и плотностью 1,1 г/мл прореагировал с аммиаком объемом 4,48 л, измеренным при нормальных условиях. Определите массовую долю хлороводорода в исходном растворе.

18. Что тяжелее:

- а) две молекулы воды или одна молекула хлорида натрия?
- б) молекула азота или молекула оксида углерода (II)?
- в) молекула кислорода или молекула воды?

19. Какая масса сульфата цинка $ZnSO_4$ может быть получена из металлического цинка массой 130 г при взаимодействии его с серной кислотой? Напишите уравнения реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса.

20. Какая масса серебра должна раствориться в концентрированной азотной кислоте, чтобы получился нитрат серебра $AgNO_3$ массой 100 г? Напишите уравнения реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса.

21. Какая масса азота содержится в 65%-ной азотной кислоте массой 200 г?

22. При соединении цинка массой 6,5 г с кислородом образовался оксид цинка массой

8,1 г. Напишите уравнения реакции, подберите коэффициенты методом электронного баланса и найдите молярную массу эквивалента цинка.

23. Вычислите молярную массу эквивалента $NaCO_3$ в реакциях:

- а) $Na_2CO_3 + HCl = NaHCO_3 + NaCl$
- б) $Na_2CO_2 + 2HCl = H_2O + CO_2 + 2NaCl$

24. Какие массы щелочи и кислоты необходимы для получения:

- а) сульфата натрия Na_2SO_4 массой 81 г
- б) хлорида калия KCl массой 149 г
- в) нитрата бария $Ba(NO_3)_2$ массой 130 г?

25. Напишите уравнения 3-4 реакций, при помощи которых могут быть получены:

- а) хлорид кальция
- б) сульфат цинка
- в) нитрат алюминия

К какому типу реакций они относятся? Есть ли среди них окислительно-восстановительные реакции?

26. Составьте уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются следующие средние соли: $NaCl$, KNO_3 , $Mg(NO_3)_2$, K_2CO_3 , Na_3PO_4 , $AlCl_3$. Укажите катионы и анионы в данных солях и найдите их степень окисления.

27. Составьте уравнения реакций неполной нейтрализации, в результате которых образуются следующие кислые и основные соли: NaHSO_4 , KHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, KH_2PO_4 ,

$(\text{MgOH})\text{Cl}$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$, Na_2HPO_4 , KHCO_3 . Укажите катионы и анионы в данных солях и найдите их степень окисления.

28. С помощью каких реакций можно превратить следующие кислые и основные соли в средние: KHSO_3 , $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$, $(\text{CrOH})\text{Cl}_2$, Na_2HPO_4 . Укажите катионы и анионы в данных солях и найдите их степень окисления.

29. Определите массовую долю соли в растворе, если в воде массой 800 г растворили хлорид калия массой 100 г.

30. Какую массу поваренной соли надо взять, чтобы приготовить 0,3 М раствор объемом 2 л?

31. Какую массу 40%-ного раствора серной кислоты и воды надо взять, чтобы приготовить 10%-ный раствор массой 500 г?

32. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения нейтрализации:

- а) соляной кислоты едким натром
- б) азотной кислоты гидроксидом бария
- в) серной кислоты гашеной известью

Как объяснить, что во всех трех случаях получается одно и то же сокращенное ионно-молекулярное уравнение?

33. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между следующими веществами:

- а) серная кислота + гидроксид натрия
- б) сульфат алюминия + гидроксид натрия
- в) гидроксид алюминия + соляная кислота
- г) хлорид меди + сульфид натрия
- д) ацетат свинца + йодид калия
- е) сульфид цинка + соляная кислота

К какому типу химических реакций относятся эти реакции?

34. Какая по типу реакция происходит при образовании углекислого газа в результате:

- а) сжигания угля
- б) прокаливании известняка;
- в) взаимодействия угля с оксидом меди (II)?

Напишите уравнения данных реакций.

35. Какое количество вещества воды образуется при восстановлении водородом оксида меди (I) массой 10 г и оксида меди (II) массой 10 г? Напишите уравнения реакций. К какому типу химических реакций они относятся?

36. По термохимическому уравнению $S + O_2 = SO_2$, $\Delta H^0 = -297$ кДж рассчитайте, какая масса серы сгорела, если выделилось 118,8 кДж теплоты?

37. По термохимическому уравнению $2H_2O(g) = 2H_2 + O_2$, $\Delta H^0 = 571,6$ кДж вычислите, какой объем кислорода при нормальных условиях образовался в реакции разложения водяного пара, если при этом поглотилось 285,8 кДж теплоты.

38. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций, протекающие при сливании растворов:

- а) нитрата железа (III) и сульфида калия
- б) сульфата алюминия и карбоната калия

39. Какие факторы влияют на степень гидролиза соли? В каких случаях при гидролизе образуются кислые, в каких – основные соли? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций.

40. Какая из двух солей при равных условиях (одинаковые концентрация раствора и температура) в большей степени гидролизуетея: $FeCl_2$ или $FeCl_3$; $NaHCO_3$ или Na_2CO_3 ?

Почему? Составьте уравнения гидролиза этих солей.

41. Напишите уравнения реакций, составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель:

- а) $Al + O_2 \rightarrow$
- б) $P + O_2 \rightarrow$
- в) $SnCl_2 + Cl_2 \rightarrow$
- г) $Zn + Hg(NO_3)_2 \rightarrow$
- д) $Zn + H_2SO_4 \text{ разб.} \rightarrow$
- е) $Zn + H_2SO_4 \text{ конц.} \rightarrow$
- ж) $Mg + HNO_3 \text{ разб.} \rightarrow$
- з) $Cu + HNO_3 \text{ разб.} \rightarrow$
- и) $Mg + HNO_3 \text{ конц.} \rightarrow$
- к) $Cu + HNO_3 \text{ конц.} \rightarrow$
- л) $Zn + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
- м) $NaNO_2 + KMnO_4 + KOH \rightarrow$
- н) $NaNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

- о) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl}$ конц. \rightarrow
- п) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
- р) $\text{P} + \text{HNO}_3$ конц. \rightarrow
- с) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
- т) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

42. Как изменяются при движении слева направо окислительные и восстановительные свойства элементов, находящихся в одном и том же малом периоде периодической системы? Приведите примеры.

43. Сравните между собой окислительные и восстановительные свойства атомов элементов одной и той же группы. Приведите примеры.

44. Растворяются ли в разбавленной соляной кислоте железо, ртуть, серебро?

Напишите возможные реакции.

45. Будет ли реагировать цинк с растворами хлорида натрия, сульфата меди, сульфата магния, нитрата ртути? Напишите возможные реакции.

46. Можно ли получить углекислый газ действием серной кислоты на мрамор?

Почему? Напишите уравнений реакции.

47. Напишите ионные уравнения реакций, если они осуществимы, между следующими веществами:

- а) сульфат натрия + сернистая кислота
- б) сульфид железа (II) + соляная кислота
- в) фосфат натрия + серная кислота
- г) сульфит натрия + серная кислота
- д) оксид железа (III) + азотная кислота
- е) карбонат меди (II) + соляная кислота
- ж) карбонат калия + хлорид кальция
- з) серная кислота + гидроксид железа (III)
- и) гидроксид алюминия + гидроксид калия
- к) нитрат бария + серная кислота
- л) сульфат хрома (III) + гидроксид натрия (избыток)
- м) гидрокарбонат кальция + гидроксид кальция
- н) оксид цинка + едкий натр
- о) нитрат алюминия + едкий натр (избыток)

48. Можно ли приготовить растворы, содержащие одновременно:

- а) гидроксид бария и серную кислоту
- б) хлорид бария и соляную кислоту
- в) хлорид меди и гидроксид натрия
- г) хлорид бария и сульфат магния
- д) сульфат калия и гидроксид натрия
- е) гидроксид аммония и серную кислоту
- ж) хлорид калия и нитрат кальция
- з) хлорид магния и нитрат серебра
- и) гидроксид кальция и азотную кислоту
- к) нитрат свинца и сульфат калия
- л) нитрат свинца и сульфат меди
- м) серную кислоту и сульфат калия
- н) ацетат меди и хлорид калия

Ответ подтвердите ионными уравнениями реакций.

49. В лабораторных условиях сероводород получают действием соляной кислоты на сульфид железа (II). Можно ли для этого вместо соляной кислоты использовать азотную?

50. Напишите уравнения реакций, с помощью которых используя в качестве исходного сырья уголь, воду и воздух, можно получить нитрат и карбонат аммония.

**ПЕРЕЧЕНЬ ТЕСТОВЫХ ВОПРОСОВ
ПО КУРСУ «ОБЩАЯ ХИМИЯ»**

Основные классы неорганических соединений, основные законы химии

1. Из приведенных элементов основной оксид образует:

1. B
2. S
3. Al
4. N
5. Ba

2. С щелочью взаимодействует оксид:

1. MgO
2. Ag₂O
3. FeO
4. SO₂
5. Na₂O

3. Из приведенных оснований может образовывать основную соль:

1. KOH
2. NH₄OH
3. LiOH
4. Cr(OH)₃
5. NaOH

4. Соляная кислота взаимодействует с:

1. P₂O₅
2. H₂ZnO₂
3. H₂SO₃
4. NaNO₃
5. SO₂

5. Какие из приведенных оснований являются щелочью?

1. Al(OH)₃
2. KOH
3. Fe(OH)₂
4. Zn(OH)₂
5. Fe(OH)₃

6. Из приведенных элементов кислотный оксид образует:

1. Cu
2. Na
3. H
4. Ba
5. S

7. Какой из оксидов проявляет амфотерные свойства?

1. CaO
2. MgO
3. BaO
4. Al₂O₃
5. CO₂

8. Какой из гидроксидов является амфотерным?

1. Ba(OH)₂
2. NaOH
3. Fe(OH)₂
4. Pb(OH)₂
5. Ca(OH)₂

9. Какая из приведенных солей относится к гидросолям?

1. Al₂(SO₄)₃
2. Ca(HCO₃)₂
3. K₂CO₃
4. AlOHCl₂
5. KHS

10. Относительная плотность газа по кислороду равна 1/16.

Какой это газ?

1. CO₂
2. CO
3. Cl₂
4. N₂
5. H₂

11. Какой объем занимают $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов азота (н.у.)?

1. 22,4 л
2. 11,2 л
3. 7,5 л
4. 5,7 л
5. 3,73 л

12. Чему равна эквивалентная масса углерода в соединении CO_2 ?

1. 3
2. 6
3. 12
4. 84
5. 48

13. Чему равна эквивалентная масса фосфорной кислоты ($M_r \text{H}_3\text{PO}_4 = 98$):

1. 196
2. 98
3. 49
4. 32,7
5. 16,3

14. Чему равна эквивалентная масса Na_2SO_4 ($M_r \text{Na}_2\text{SO}_4 = 142$)?

1. 35,5
2. 71
3. 142
4. 284
5. 568

15. Чему равна эквивалентная масса серы в SO_3 ?

1. 32
2. 16
3. 8
4. 13,3
5. 5,3

16. Какой объем занимают $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 (н.у.)?

1. 22,4
2. 11,2
3. 7,5
4. 5,6
5. 3,75

17. Относительная плотность газа по воздуху равна 0,5. Какова относительная молекулярная масса этого газа?

1. 14,5
2. 53
3. 29

4. 2,9

5. 58

18. В каком из приведенных соединений серы эквивалентная масса ее равна 8 г/моль?

1. H_2S

2. SO_2

3. H_2SO_4

4. SO_3

5. CuS

19. Чему равна эквивалентная масса соли $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ($M_r \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 400$)?

1. 400

2. $400 \cdot 3$

3. $400/2$

4. $400/3$

5. $400/2 \cdot 3$

20. Вычислите эквивалентную массу сероводородной кислоты.

1. 68

2. 17

3. 34

4. 11,3

5. 11

21. Из приведенных элементов кислотный оксид образует:

1. Ca

2. La

3. Sn

4. P

5. Zn

22. Со щелочью взаимодействует гидроксид:

1. KOH

2. $\text{Al}(\text{OH})_3$

3. NH_4OH

4. NaOH

5. $\text{Ca}(\text{OH})_2$

23. Из приведенных кислот кислые соли может образовать:

1. HNO_3

2. HCl



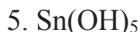
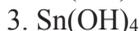
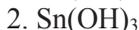
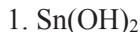
24. Серная кислота образует труднорастворимую соль при взаимодействии с:



25. Какая формула оксида, кислота которого HNO_3 ?



26. Найдите формулу основания, оксид которого SnO_2 :



27. В каком соединении эквивалентная масса азота равна 2,8 г/моль?



28. В какой из приведенной ниже формул эквивалентная масса металла равна половине его относительной атомной массы?



29. В каких из приведенных формул эквивалентная масса хлора равна его относительной атомной массе?

1. HClO_4
2. HClO_3
3. HClO_2
4. Cl_2
5. HCl

30. Чему равна масса двух эквивалентных масс серной кислоты?

1. 196
2. 98
3. 49
4. 24,5
5. 147

31. Чему равна масса трех эквивалентных масс азотной кислоты?

1. 27
2. 63
3. 126
4. 85
5. 189

32. Чему равна масса трех эквивалентных масс гидроксида натрия?

1. 40
2. 80
3. 120
4. 20
5. 100

33. Определить плотность метана по водороду и по воздуху?

1. 4 и 1
2. 2 и 2
3. 1 и 4
4. 8 и 0,55
5. 3 и 3

34. В какой формуле эквивалентная масса железа равна половине его относительной атомной массе?

1. FeCl_3
2. FeO
3. Fe_2O_3
4. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
5. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

35. В каком соединении эквивалент хрома равен $1/3$?

1. $K_2Cr_2O_7$
2. Na_2CrO_4
3. $Na_2Cr_2O_7$
4. $CrCl_3$
5. $CrCl_2$

36. Чему равен эквивалент фосфора в фосфорной кислоте?:

1. 31
2. 7,7
3. 6,2
4. 15,5
5. 10,3

37. С каким веществом будет взаимодействовать соляная кислота?

1. P_2O_5
2. CO
3. Na_2SO_4
4. $AgNO_3$
5. $FeCl_2$

38. С каким веществом будет взаимодействовать хлор?

1. $KMnO_4$
2. $K_2Cr_2O_7$
3. CO_2
4. Zn
5. $NaNO_3$

39. Чему равна относительная плотность CO_2 по воздуху?:

1. 2
2. 29
3. 3
4. 1,5
5. 6

40. 2,5 моль CO_2 при н.у. занимает объем:

1. 11,2 л
2. 25,5 л
3. 56 л
4. 22,4 л
5. 36 л

**Строение атома. Периодическая система.
Химическая связь**

1. Из перечисленных ниже характеристик атомов элементов периодически изменяются:

1. Заряд ядра
2. Относительные атомные массы
3. Число энергетических уровней
4. Общее число электронов
5. Число электронов на внешнем энергетическом уровне

2. У атома какого элемента энергия ионизации отрыва первого электрона будет меньше?

1. Li
2. Na
3. Al
4. Mg
5. Si

3. Атомы галогенов имеют одинаковое число:

1. Электронов на внешнем уровне
2. Нейтронов
3. Всех электронов
4. Протонов
5. Энергетических уровней

4. Элементы расположены в порядке возрастания электроотрицательности в ряду:

1. As, Se, Cl, F
2. Br, P, H, Sb
3. C, J, B, Si
4. O, Se, Br, Te
5. O, S, Se, Te

5. Какой ряд включает только переходные элементы?

1. Na, Si, Ti, Mo
2. Al, As, Xe, Bi
3. Cr, Y, W, Hg
4. K, Ge, Sb, Md
5. Cs, Hf, Pb, Po

6. Какой из приведенных ниже элементов имеет химические свойства сходные со свойствами элемента кальция?

1. K
2. Na
3. Al
4. Sr
5. Cs

7. В каком ряду элементов атомный радиус возрастает?

1. O, S, Se, Te
2. Na, Mg, Al, Si
3. C, N, O, F
4. Si, P, S Cl
5. I, Br, Cl, F

8. Какая пара элементов обладает сходными химическими свойствами?

1. Ca, Si
2. Ag, Ni
3. P, As
4. Fe, P
5. S, Mo

9. Из приведенных ниже элементов неметаллические свойства наиболее выражены:

1. Si
2. P
3. S
4. Cl
5. F

10. Какой из химических элементов образует высший оксид и гидроксид амфотерного характера?

1. Ag
2. Pt
3. Sn
4. Cd
5. J

11. Октет электронов на внешней электронной оболочке имеет:

1. S
2. Si
3. Se^{2-}
4. Ne^+
5. O

12. Ион, имеющий в своем составе 25 p^+ и 18 e^- , обладает зарядом равным:

1. +2
2. +4
3. +6
4. +7
5. +3

13. Атом какого элемента в невозбужденном состоянии имеет следующую электронную конфигурацию: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$?

1. P
2. As
3. Ge
4. Se
5. Nb

14. Какая из частиц имеет электронную формулу одинаковую с атомом аргона?

1. K^0
2. Na^+
3. Ca^0
4. Cl^-
5. Cl^0

15. Валентные электроны атома гафния находятся на орбиталях:

1. $6s^2 4f^2$
2. $6s^2 6p^2$
3. $6s^2 5d^2$
4. $6s^2 4f^2$
5. $6s^2 5f^2$

16. В ряду щелочных металлов цезий является менее электроотрицательным. Это объясняется тем, что он имеет:

1. Наибольшее число нейтронов
2. Наибольшее число электронов
3. Большую атомную массу
4. Больше число электронов по сравнению с другими элементами
5. Валентные электроны в наибольшей степени удалены от ядра атома

17. Форму электронного облака определяет:

1. Главное квантовое число
2. Спиновое квантовое число
3. Орбитальное квантовое число
4. Магнитное квантовое число
5. Волновая функция

18. Размер электронного облака определяет:

1. Главное квантовое число
2. Спиновое квантовое число
3. Магнитное квантовое число
4. Орбитальное квантовое число
5. Волновая функция

19. В каком из соединений между атомами образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму?

1. KCl
2. NH_4Cl
3. CCl_4
4. CO_4
5. NH_3

20. Ковалентная связь между атомами имеет место в веществе:

1. MgCl_2
2. H_2S
3. CaS
4. K_3P
5. NaF

21. Валентные орбитали бериллия в молекуле гидрида бериллия BeH_2 гибридизованы по типу:

1. sp
2. sp^2
3. sp^3
4. d^2sp^3
5. dsp^2

22. Молекула гидрида бериллия BeH_2 имеет структуру:

1. Линейную
2. Плоскую
3. Тетраэдрическую
4. Октаэдрическую
5. Угловую

23. Наименьшее число неспаренных электронов на f-подуровне имеет в основном состоянии атом элемента лантаноида:

1. Sm
2. Eu
3. Gd
4. Tb
5. Dy

24. У атома европия валентные электроны находятся на орбиталях:

1. 6s
2. 6s и 5d
3. 6s и 6p
4. 6s и 4f
5. 6s и 5f

25. В каком из веществ больше всего выражена полярность связи:

1. Сероводород
2. Хлор
3. Фосфин
4. Хлороводород
5. Аммиак

26. Валентные орбитали атома бора в молекуле BF_3 гибридизованы по типу:

1. sp
2. sp^2
3. sp^3
4. d^2sp^3
5. dsp^2

27. Валентный электрон атома калия находится на орбиталях:

1. $3s^1$
2. $3p^1$
3. $4s^1$
4. $4p^1$
5. $5s^1$

28. Атомы элементов I группы главной подгруппы имеют одинаковое число:

1. Электронов на внешнем уровне

2. Нейтронов
3. Всех электронов
4. Протонов
5. Нейтронов + протонов.

29. В следующем ряду расположены только s-элементы:

1. Li, Ca, C
2. Cs, Ba, Rb
3. Ge, Ga, As
4. Cu, Zn, Ca
5. Cl, Br, I

30. Электронная конфигурация атома серы соответствует формуле:

1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$
4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
5. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

31. Число протонов больше, чем число электронов имеет частица:

1. Na
2. S
3. S^{2-}
4. Na^+
5. N

32. Какие элементы относятся к семейству f-элементов?

1. U, Lu
2. K, Be
3. Cr, Fe
4. Br, Ne
5. Na, Al

33. Наиболее яркие металлические свойства проявляет атом, строению внешнего энергетического уровня которого соответствует формула:

1. $\dots 3s^2$
2. $\dots 4s^2$
3. $\dots 3s^1$
4. $\dots 4s^1$
5. $\dots 5s^1$

34. Какое из веществ образовано по типу неполярной ковалентной связи:

1. CaCl_2
2. F_2
3. Zn
4. BaO
5. NH_3

35. В подгруппе галогенов йод имеет наименьшую окислительную способность, т.к. он имеет:

1. Наименьшую атомную массу
2. Наибольшее число валентных электронов
3. Валентные электроны в наибольшей степени удалены от ядра атома
4. 4d-подуровень
5. 5p-подуровень

36. В главной подгруппе V группы сверху вниз от N к Bi падает окислительная способность. Это объясняется:

1. Ростом атомной массы
2. Увеличением числа нейтронов в ядре
3. Увеличением радиуса атома и удалением внешних электронов от ядра
4. Увеличением числа протонов в ядре
5. Увеличением числа электронов

37. Из перечисленных элементов наибольшее значение энергии отрыва внешнего электрона обладает атом:

1. K
2. Pb
3. Ca
4. Sr
5. Cz

38. В ряду C-Si-Ge-Sn-Pb неметаллические признаки элементов:

1. Возрастают
2. Ослабевают
3. Остаются неизменными
4. Уменьшаются, затем возрастают
5. Увеличиваются, затем уменьшаются

39. Электроотрицательность и энергия ионизации элементов главной подгруппы VI группы периодической системы в ряду O-S-Se-Te:

1. Уменьшаются
2. Возрастают
3. Не изменяются
4. Уменьшаются, потом возрастают
5. Возрастают, потом уменьшаются

40. Заполнение электронами d-подуровня происходит у атома элемента:

1. Si
2. Ca
3. P
4. O
5. Co

41. Какой элемент относится к p-элементам:

1. As
2. Mg
3. Mn
4. K
5. Fr

42. Атому Ti отвечает электронная формула:

1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
5. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

43. Определите порядковый номер элемента с сокращенной электронной формулой атома $3d^5 4s^1$:

1. 19
2. 20
3. 21
4. 23
5. 24

44. Определить число неспаренных электронов в атоме ванадия (V):

1. 1
2. 2
3. 3
4. 4
5. 5

45. Определить общее число электронов в ионе N^{3-} :

1. 4
2. 7
3. 10
4. 13
5. 16

46. Указать соединение, в котором ковалентные связи полярны:

1. NH_3
2. Na_3N
3. O_2
4. Na_2O
5. KCl

47. Указать соединение, в котором ковалентные связи неполярны:

1. NH_3
2. Na_3N
3. O_2
4. Na_2O
5. KCl

48. Указать соединение, в котором имеются только ионные связи:

1. H_2SO_4
2. Na_2S
3. Na_2O_2
4. NH_4Cl
5. HCl

49. Вещество с металлической связью – это:

1. Поваренная соль
2. Железо
3. Вода
4. Сахароза
5. Глюкоза

50. Соединение, в котором электронная плотность смещена в противоположную сторону от атома кислорода, – это:

1. Cl_2O
2. SO_2
3. OF_2
4. H_2O
5. CH_3OH

51. Между атомами кислорода и водорода может образоваться только:

1. σ -связь
2. π -связь
3. Ионная связь
4. Донорно-акцепторная связь
5. Металлическая связь

52. Геометрическая форма молекулы SiH_4 :

1. Линейная
2. Угловая
3. Треугольная
4. Тетраэдрическая
5. Октаэдрическая

53. Геометрическая форма молекулы BF_3 :

1. Линейная
2. Угловая
3. Треугольная
4. Тетраэдрическая
5. Октаэдрическая

54. Для какой из приведенных молекул дипольный момент равен нулю:

1. H_2O
2. HCl
3. O_2
4. HBr
5. NH_3

55. На основании приведенных значений дипольных моментов для молекул укажите, в какой из них связь более полярна?:

1. $\text{H}_2\text{S} - 0,93\text{D}$
2. $\text{H}_2\text{O} - 1,84\text{D}$
3. $\text{HI} - 0,42\text{D}$
4. $\text{HBr} - 0,79\text{D}$
5. $\text{NH}_3 - 1,47\text{D}$

56. Какое максимальное число электронов может содержаться в электронном слое с главным квантовым числом $n = 4$?:

1. 18
2. 16
3. 32

4. 36

5. 8

57. Какая из электронных конфигураций отвечает элементу с порядковым №17?:

1. $3S^23P^2$

2. $3S^23P^1$

3. $3S^23P^5$

4. $3S^23P^3$

5. $3S^23P^4$

Окислительно-восстановительные реакции

1. Сера в степени окисления -2 проявляет:

1. Только окислительные свойства

2. Окислительно-восстановительные свойства

3. Не изменяется

4. Только восстановительные свойства

5. Восстановительно-окислительные свойства

2. Сера в степени окисления +6 проявляет:

1. Только окислительные свойства

2. Окислительно-восстановительные свойства

3. Не изменяется

4. Только восстановительные свойства

5. Восстановительно-окислительные свойства

3. Азот в степени окисления -3 проявляет:

1. Только окислительные свойства

2. Окислительно-восстановительные свойства

3. Не изменяется

4. Только восстановительные свойства

5. Восстановительно-окислительные свойства

4. Марганец в степени окисления +7 проявляет:

1. Только окислительные свойства

2. Не изменяется

3. Окислительно-восстановительные свойства

4. Только восстановительные свойства

5. Восстановительно-окислительные свойства

5. Алюминий в степени окисления +3 проявляет:

1. Только окислительные свойства
2. Не изменяется
3. Окислительно-восстановительные свойства
4. Только восстановительные свойства
5. Восстановительно-окислительные свойства
6. Хлор в степени окисления 0 проявляет:
 1. Только окислительные свойства
 2. Окислительно-восстановительные свойства
 3. Не изменяется
 4. Только восстановительные свойства
 5. Восстановительно-окислительные свойства
7. В каком соединении азот имеет степень окисления +5:
 1. NO
 2. HNO₃
 3. NF₃
 4. NO₂
 5. N₂O
8. Какое из приведенных веществ обладает только восстановительными свойствами:
 1. MnO₂
 2. HCl
 3. CaCl₂
 4. CaO
 5. SO₃
9. Какое из приведенных веществ обладает только восстановительными свойствами:
 1. H₂S
 2. O₂
 3. HCl
 4. H₂SO₄
 5. KMnO₄
10. Чему равна степень окисления хрома в бихромате калия (K₂Cr₂O₇):
 1. +1
 2. +3
 3. +5
 4. +6
 5. +7

11. Чему равна степень окисления азота в хлориде аммония (NH₄Cl):

- 1
- 2
- 3
- 5
- +3

12. Какая из приведенных реакций относится к окислительно-восстановительным:

- $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
- $2\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}_2$
- $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl} + \text{KNO}_3$
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$

13. Какое из перечисленных веществ обладает наибольшей окислительной способностью?

- Mn
- MnO
- MnO₂
- K₂MnO₄
- KMnO₄

14. В каком из соединений атом серы имеет степень окисления +4:

- Na₂SO₄
- SO₃
- Na₂S
- K₂SO₃
- S

15. Чему равна степень окисления хлора в хлорате калия (KClO₃):

- +1
- +2
- +3
- +4
- +5

16. Чему равно значение степени окисления углерода в карбонате кальция:

- +1

2. +2
3. +3
4. +4
5. +5

17. В какой реакции не изменяется степень окисления элементов?

1. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
2. $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$
3. $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
4. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
5. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

18. Какая из окислительно-восстановительных реакций относится к реакции диспропорционирования?

1. $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
2. $4\text{H}_3\text{PO}_3 = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$
3. $\text{Fe} + \text{Cl}_2 = \text{FeCl}_3$
4. $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

19. Какая из окислительно-восстановительных реакций относится к внутримолекулярной?

1. $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$
2. $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$
3. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
5. $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2$

20. Какая из окислительно-восстановительных реакций относится к межмолекулярной?

1. $2\text{KMnO}_4 + 3\text{MnSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} = 5\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
2. $2\text{CuJ}_2 = 2\text{CuJ} + \text{J}_2$
3. $3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
4. $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$
5. $2\text{Au}_2\text{O}_3 = 4\text{Au} + 3\text{O}_2$

21. Какое из веществ является только окислителем:

1. SO_2
2. NH_3
3. KMnO_4
4. H_2S
5. MnO_2

22. Выберите вещество, проявляющее только восстановительные свойства:

1. PH_3
2. Cr_2O_3
3. H_2SO_3
4. H_3PO_3
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

23. Выберите вещество, проявляющее и окислительные, и восстановительные свойства:

1. SnO_2
2. As_2O_3
3. As_2O_5
4. H_2S
5. Ag_2O

24. В каких из приведенных процессов происходит окисление азота:

1. $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$
2. $\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$
3. $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{N}_2$
4. $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$
5. $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$

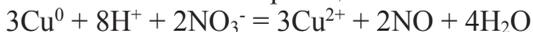
25. Из перечисленных хлоридов не проявляет окислительных свойств:

1. FeCl_3
2. KCl
3. CuCl_2
4. CoCl_3
5. SnCl_4

26. Укажите химические превращения, при которых степень окисления серы изменяется от 0 до +4?

1. $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
2. $\text{SO}_3 \rightarrow \text{S}$
3. $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$
4. $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
5. $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$

27. Что окисляется в реакции:



1. NO

2. NO_3^-
3. H^+
4. Cu^0
5. H_2O

28. Что окисляется в реакции? $\text{Pb} + 4\text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

1. NO_3^-
2. N^{+5}
3. Pb
4. H_2O
5. NO_2

29. Укажите степень окисления кислорода в молекуле перекиси водорода?

1. -2
2. -1
3. 0
4. +1
5. +2

30. Йод в степени окисления -1 в реакции $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ проявляет только:

1. Только окислительные свойства
2. Только восстановительные свойства
3. Окислительно-восстановительные свойства
4. Не изменяется
5. Не проявляет окислительно-восстановительных свойств

31. Свинец в степени окисления +4 в реакции $\text{PbO}_4 + \text{HCl} = \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ проявляет только:

1. Только окислительные свойства
2. Только восстановительные свойства
3. Не изменяется
4. Окислительно-восстановительные свойства
5. Не проявляет окислительно-восстановительных свойств

32. Процессу восстановления соответствует превращение:

1. $\text{I}^- \rightarrow \text{I}^+$
2. $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+5}$
3. $\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$
4. $\text{H}^0 \rightarrow \text{H}^+$
5. $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2}$

33. Процессу окисления соответствует превращение:

1. $\text{Pb}^{+4} \rightarrow \text{Pb}^{+2}$
2. $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+3}$
3. $\text{Bi}^{+3} \rightarrow \text{Bi}^{+5}$
4. $\text{Mo}^{+6} \rightarrow \text{Mo}^{+5}$
5. $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$

34. Процессу окисления соответствует превращение:

1. $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$
2. $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$
3. $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$
4. $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{+4}$
5. $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$

35. Процессу восстановления соответствует превращение:

1. $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^{+1}$
2. $\text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^+$
3. $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$
4. $\text{C}^{+2} \rightarrow \text{C}^{+4}$
5. $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2}$

36. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:

1. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$
4. $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
5. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

37. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:

1. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
4. $\text{Fe} + \text{FeBr}_3 \rightarrow \text{FeBr}_2$
5. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$

38. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:

1. $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$
2. $\text{BaCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{KCl}$
3. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
4. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH}$
5. $\text{NH}_3 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

39. Какая из приведенных ниже реакций является окислительно-восстановительной:

1. $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
4. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$
5. $\text{Hg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$

40. Процессу восстановления соответствует превращение:

1. $\text{H}^0 \rightarrow \text{H}^+$
2. $\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$
3. $\text{H}^- \rightarrow \text{H}^0$
4. $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+5}$
5. $\text{I}^- \rightarrow \text{I}^+$

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

1. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры от 20 °С до 50 °С, если температурный коэффициент равен 3?

1. В 3 раза
2. В 9 раз
3. В 27 раз
4. В 10 раз
5. Не изменится

2. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры от 20 °С до 40 °С, если температурный коэффициент равен 3?

1. В 3 раза
2. В 9 раз
3. В 27 раз
4. В 10 раз
5. Не изменится

3. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 °С до 40 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

1. В 2 раза
2. В 4 раза

3. В 6 раз
4. В 8 раз
5. Не изменится
4. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 °С до 50 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?
 1. В 2 раза
 2. В 4 раза
 3. В 6 раз
 4. В 8 раз
 5. Не изменится
5. В реакции $C + O_2 = CO_2$ концентрация кислорода увеличена в 3 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?
 1. В 54 раза
 2. В 27 раз
 3. В 9 раз
 4. В 3 раза
 5. Не изменится
6. В реакции $C + 2H_2 = CH_4$ концентрация водорода увеличена в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?
 1. В 4 раза
 2. В 8 раз
 3. В 9 раз
 4. В 10 раз
 5. В 12 раз
7. В реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ концентрация диоксида серы увеличена в 3 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?
 1. В 54 раза
 2. В 27 раз
 3. В 9 раз
 4. В 3 раза
 5. В 2 раза
8. В реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ концентрации NO и O₂ увеличить в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?
 1. Увеличится в 2 раза
 2. Увеличится в 8 раз
 3. Увеличится в 16 раз
 4. Увеличится в 32 раза
 5. Не изменится

9. Чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз, во сколько раз необходимо увеличить давление?

1. В 100 раз
2. В 20 раз
3. В 10 раз
4. В 3 раза
5. В 2 раза

10. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если уменьшить давление в системе в 3 раза?

1. Увеличится в 3 раза
2. Уменьшится в 3 раза
3. Увеличится в 9 раз
4. Увеличится в 27 раз
5. Уменьшится в 9 раз

11. Выберите правильное уравнение, выражающее закон действия масс для реакции $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$:

1. $v = k [\text{CO}_2][\text{C}]$
2. $v = k [\text{CO}_2]$
3. $v = k [\text{C}]^3$
4. $v = k [\text{CO}]$
5. $v = k [\text{CO}]^2$

12. Выберите правильное уравнение, выражающее закон действия масс для реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = \text{NO}_2$:

1. $v = k [\text{NO}][\text{NO}_2]$
2. $v = k [\text{NO}_2]$
3. $v = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$
4. $v = k [\text{NO}]$
5. $v = k [\text{NO}_2]^2$

13. Выберите правильное уравнение, выражающее закон действия масс для реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$:

1. $v = k [\text{SO}_2][\text{O}_2]$
2. $v = k [\text{SO}_2]$
3. $v = k [\text{SO}_3]^2$
4. $v = k [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]$
5. $v = k [\text{SO}]^2$

14. Выберите правильное уравнение для константы химического равновесия реакции $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$:

1. $K_p = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]}$

2. $K_p = \frac{[N_2][H_2]}{[NH_3]}$

3. $K_p = \frac{[NH_3]}{[N_2][H_2]}$

4. $K_p = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2}$

5. $K_p = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$

15. Выберите правильное уравнение для константы химического равновесия реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$:

1. $K_p = \frac{[SO_2][O_2]}{[SO_3]}$

2. $K_p = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$

3. $K_p = \frac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]}$

4. $K_p = \frac{2[SO_3]}{2[SO_2][O_2]}$

5. $K_p = \frac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]^2}$

16. Выберите правильное уравнение для константы химического равновесия реакции $H_2 + Cl_2 = 2HCl$:

1. $K_p = \frac{[H_2][Cl_2]}{HCl}$

2. $K_p = \frac{[HCl]}{[H_2][Cl_2]}$

3. $K_p = \frac{[H_2][Cl_2]}{[HCl]^2}$

4. $K_p = \frac{[HCl]}{[H_2][Cl_2]}$

$$5. K_p = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]}$$

17. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры от 10 °С до 50 °С, если температурный коэффициент равен 3?

1. В 3 раза
2. В 9 раз
3. В 27 раз
4. В 81 раз
5. Не изменится

18. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры от 20 °С до 60 °С, если температурный коэффициент равен 2?

1. В 3 раза
2. В 9 раз
3. В 16 раз
4. В 10 раз
5. Не изменится

19. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 °С до 40 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 4?

1. В 2 раза
2. В 4 раза
3. В 16 раз
4. В 8 раз
5. Не изменится

20. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 °С до 50 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 4?

1. В 2 раза
2. В 4 раза
3. В 6 раз
4. В 64 раза
5. Не изменится

21. В реакции $C + O_2 = CO_2$ концентрация кислорода увеличена в 5 раз. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. В 54 раза
2. В 27 раз

3. В 9 раз

4. В 5 раз

5. Не изменится

22. В реакции $C + 2H_2 = CH_4$ концентрация водорода увеличена в 4 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. В 4 раза

2. В 8 раз

3. В 9 раз

4. В 16 раз

5. В 12 раз

23. В реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ концентрация диоксида серы увеличена в 5 раз. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. В 54 раза

2. В 25 раз

3. В 9 раз

4. В 3 раза

5. В 2 раза

24. В реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ концентрации NO и O_2 увеличить в 4 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. Увеличится в 2 раза

2. Увеличится в 64 раза

3. Увеличится в 16 раз

4. Увеличится в 32 раза

5. Не изменится

25. Реакции $C + O_2 = CO_2$ концентрация кислорода увеличена в 6 раз. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

1. В 54 раза

2. В 27 раз

3. В 9 раз

4. В 6 раз

5. Не изменится

26. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$, если уменьшить давление в системе в 3 раза?

1. Увеличится в 5 раз

2. Уменьшится в 5 раз

3. Увеличится в 25 раз

4. Увеличится в 125 раз

5. Уменьшится в 125 раз

27. Выберите уравнение, выражающее закон действия масс для реакции $2Al + 3Br_2 = 2AlBr_3$:

1. $v = k [Br_2][Al]$
2. $v = k [Br_2]^3$
3. $v = k [Al]^2$
4. $v = k [AlBr_3]^2$
5. $v = k [Al]$

28. Выберите уравнение, выражающее закон действия масс для реакции $2Mg + O_2 = 2MgO$:

1. $v = k [Mg]^2$
2. $v = k [2MgO]$
3. $v = k [O_2]$
4. $v = k [Mg][O_2]$
5. $v = k [MgO]$

29. Выберите уравнение, выражающее закон действия масс для реакции $3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$:

1. $v = k [Fe]^3$
2. $v = k [Fe_3O_4]^2$
3. $v = k [Fe_3O_4][H_2O]^4$
4. $v = k [H_2O]^4$
5. $v = k [H_2]^4$

30. Равновесие в реакции $2CO + O_2 = 2CO_2 + Q$ смещается вправо при:

1. Повышении температуры
2. Увеличении давления
3. Введении в систему катализатора
4. Уменьшении давления
5. Увеличении концентрации углекислого газа

31. Равновесие в реакции $SO_2 + 2H_2 = 2H_2O + S$ смещается вправо при:

1. Повышении температуры
2. Введении в систему катализатора
3. Повышении давления
4. Увеличении концентрации H_2O
5. Повышении концентрации воды

32. Равновесие в реакции $CO_2 + H_2 = CO + H_2O - Q$ смещается влево при:

1. Повышении температуры
2. Введении в систему катализатора
3. Увеличении давления
4. Увеличении концентрации водорода
5. Уменьшении давления

33. Равновесие в реакции $3\text{O}_2 + \text{CS}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + \text{Q}$ смещается влево при:

1. Повышении температуры
2. Введении в систему катализатора
3. Уменьшении давления
4. Увеличении концентрации кислорода
5. Увеличении концентрации сероуглерода

34. Равновесие в реакции $4\text{CO} + \text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{CO}_2 + 3\text{Fe} - \text{Q}$ смещается влево при:

1. Повышении температуры
2. Введении в систему катализатора
3. Увеличении давления
4. Повышении концентрации всех веществ
5. Понижении температуры

35. Равновесие в реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ смещается вправо при?

1. Уменьшении давления и увеличении концентрации кислорода
2. Увеличении давления и уменьшения концентрации кислорода
3. Увеличении давления и концентрации кислорода
4. Уменьшении давления и концентрации кислорода
5. Не изменении давления и уменьшении концентрации кислорода

36. Равновесие в реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{Q}$ смещается вправо при?

1. Увеличении давления и уменьшении температуры
2. Уменьшении давления и уменьшении концентрации SO_2
3. Уменьшении давления и увеличении концентрации SO_3
4. Увеличении температуры и увеличении концентрации SO_3
5. Не изменении давления и увеличении температуры в системе

37. Равновесие в реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{Q}$ смещается влево при:

1. Увеличении давления и концентрации SO_2
2. Увеличении давления и концентрации O_2
3. Увеличении концентрации O_2 и SO_2
4. Уменьшении давления и увеличении температуры
5. Не изменении давления и уменьшении температуры

38. Равновесие смещается вправо при повышении давления в реакции:

1. $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
2. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 3\text{NH}_3$
3. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
4. $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$
5. $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$

39. Равновесие смещается влево при повышении температуры в реакции:

1. $2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2 - 70,46\text{кДж}$
2. $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 180,3\text{кДж}$
3. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 184,5\text{кДж}$
4. $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2 - 23,07\text{кДж}$
5. $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 - 30\text{кДж}$

40. В какой реакции повышение концентрации водорода сместит равновесие влево?

1. $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$
2. $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
3. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
4. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
5. $\text{CO} + \text{H}_2 = \text{C} + \text{H}_2\text{O}$

Растворы. Электролитическая диссоциация. Гидролиз. Комплексные соединения

1. Какова реакция среды в растворе карбоната калия:

1. Кислая
2. Нейтральная
3. Щелочная
4. Сильнокислая
5. Слабокислая

2. В водном растворе кислую реакцию дает:

1. CH_3COONa

2. NH_4Cl

3. Na_2CO_3

4. Na_2HPO_4

5. K_2S

3. В водном растворе щелочную реакцию дает:

1. NaNO_3

2. MnSO_4

3. AlCl_3

4. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

5. K_2S

4. В водном растворе кислую реакцию дает:

1. Na_2SO_4

2. Na_2HPO_4

3. Na_2S

4. CuCl_2

5. KJ

5. В водном растворе щелочную реакцию дает:

1. Na_3PO_4

2. KI

3. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

4. Li_2CO_3

5. MnCl_2

6. В водном растворе щелочную реакцию дает:

1. FeCl_3

2. KCl

3. K_2CO_3

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

5. ZnSO_4

7. В растворе нитрата алюминия среда будет:

1. Щелочной

2. Нейтральной

3. Кислой

4. Слабощелочной

5. Сильнощелочной

8. Один моль фосфата натрия растворяют в воде. Сколько молей ионов натрия образуется при полной диссоциации соли:

1. 1

2. 2

3. 3

4. 4

5. 5

9. Раствор какого вещества в воде имеет щелочную реакцию?

1. Хлорид натрия

2. Хлороводород

3. Карбонат натрия

4. Хлорид аммония

5. Нитрат калия

10. Когда в раствор щелочи приливают избыток кислоты, рН среды может изменяться следующим образом:

1. Возрастать с 7 до 8

2. Возрастать с 3 до 8

3. Уменьшаться с 7 до 6

4. Уменьшаться с 9 до 5

5. Уменьшаться с 9 до 8

11. Если в растворе увеличивается концентрация ионов водорода, то:

1. Численное значение рН раствора растет

2. Концентрация ионов гидроксида растет

3. Численное значение рН растворов уменьшается

4. Раствор становится менее кислым

5. Раствор становится нейтральным

12. Реакция водного раствора ацетата натрия:

1. Нейтральная

2. Щелочная

3. Кислая

4. Слабокислая

5. Сильнокислая

13. Сколько грамм серной кислот нужно взять для приготовления 500 мл 1 М раствора?

1. 49

2. 98

3. 20

4. 10

5. 5

14. Сколько грамм серной кислоты нужно взять для приготовления 500 мл 1 Н раствора?

1. 49
2. 98
3. 24,5
4. 10
5. 5

15. Сколько грамм фосфорной кислоты нужно взять для приготовления 500 мл 1 Н раствора?

1. 98
2. 49
3. 32,6
4. 24,5
5. 16,3

16. Сколько грамм фосфорной кислоты нужно взять для приготовления 500 мл 1 М раствора?

1. 98
2. 49
3. 32,6
4. 24,5
5. 16,3

17. Сколько грамм соляной кислоты необходимо взять для приготовления 2 л 1 Н раствора?

1. 18,25
2. 36,5
3. 73
4. 146
5. 14,6

18. Сколько грамм соляной кислоты необходимо взять для приготовления 2 л 2 М раствора?

1. 18,25
2. 36,5
3. 73
4. 146
5. 14,6

19. Какая из приведенных солей подвергаются гидролизу:

1. NaCl
2. K_2SO_4
3. $NaNO_3$
4. NH_4Cl
5. $CaCl_2$

20. Какая из приведенных солей не подвергается гидролизу:

1. NaCl
2. NH₄Cl
3. NH₄NO₃
4. FeCl₃
5. CuCl₂

21. Концентрация гидроксид-ионов равна 10^{-11} моль/л. Значение pH раствора равно:

1. 2
2. 5
3. 3
4. 10
5. 11

22. Концентрация гидроксид-ионов равна 10^{-10} моль/л. Значение pH раствора равно:

1. 2
2. 5
3. 3
4. 4
5. 11

23. pH раствора равно 5. Значение концентрации H⁺-ионов равно:

1. [H⁺] = $1 \cdot 10^{-10}$ моль/л
2. [H⁺] = $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л
3. [H⁺] = $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л
4. [H⁺] = $5 \cdot 10^{-10}$ моль/л
5. [H⁺] = $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л

24. pH раствора равно 4. Значение концентрации H⁺-ионов равно:

1. [H⁺] = $4 \cdot 10^{-10}$ моль/л
2. [H⁺] = $4 \cdot 10^{-4}$ моль/л
3. [H⁺] = $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л
4. [H⁺] = $1 \cdot 10^{-10}$ моль/л
5. [H⁺] = $1 \cdot 10^{-8}$ моль/л

25. pH раствора равно 6. Значение концентрации OH⁻-ионов равно:

1. [OH⁻] = $6 \cdot 10^{-10}$ моль/л

2. $[\text{OH}^-] = 6 \cdot 10^{-6}$ моль/л

3. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-6}$ моль/л

4. $[\text{OH}^-] = 6 \cdot 10^{-8}$ моль/л

5. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-8}$ моль/л

26. pH раствора равно 7. Значение концентрации OH^- -ионов равно:

1. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л

2. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-6}$ моль/л

3. $[\text{OH}^-] = 8 \cdot 10^{-6}$ моль/л

4. $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-10}$ моль/л

5. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л

27. pH раствора равно 8. Значение концентрации OH^- -ионов равно:

1. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л

2. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-6}$ моль/л

3. $[\text{OH}^-] = 8 \cdot 10^{-6}$ моль/л

4. $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-10}$ моль/л

5. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л

28. pH раствора равно 9. Значение концентрации OH^- -ионов равно:

1. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-5}$ моль/л

2. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-9}$ моль/л

3. $[\text{OH}^-] = 9 \cdot 10^{-5}$ моль/л

4. $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-10}$ моль/л

5. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л

29. Найти массу NaNO_3 , необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора:

1. 0,5 г

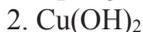
2. 5,9 г

3. 5,1 г

4. 51 г

5. 55 г

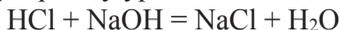
30. Какое из веществ является сильным электролитом?



31. Какой раствор имеет щелочную среду?

1. FeCl_3
2. HCl
3. NH_4Cl
4. Na_2CO_3
5. NaNO_3

32. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует молекулярному уравнению:



1. $\text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{HCl}$
2. $\text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{NaOH}$
3. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
5. $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- = \text{NaCl}$

33. В растворе какой соли фенолфталеин окрасится в малиновый цвет?

1. K_2S
2. ZnCl_2
3. BaCl_2
4. LiNO_3
5. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

34. Комплексообразователем в соединении $\text{Na}[\text{Hg}(\text{H}_2\text{O})_3\text{CNS}]$ является:

1. Вода
2. Ион ртути
3. Роданид-ион
4. Ион натрия
5. Ион азота

35. Координационное число в комплексном соединении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$:

1. 4
2. 2
3. 3
4. 1
5. 6

36. Из перечисленных ниже растворов наибольшее число ионов находится в растворе:

1. HCl

2. KOH
3. KCl
4. CaCl₂
5. NaCl

37. Из перечисленных ниже растворов наибольшее число ионов находится в растворе:

1. HNO₃
2. NaNO₃
3. NaHSO₄
4. K₃PO₄
5. NaOH

38. Из перечисленных ниже растворов наибольшее число ионов находится в растворе:

1. Fe(NO₃)₃
2. Fe(NO₃)₂
3. FeCl₂
4. FeSO₄
5. Fe₂(SO₄)₃

39. Координационное число комплексной соли K₂[PtCl₆] равно:

1. 1
2. 2
3. 4
4. 6
5. 5

40. Координационное число комплексной соли K₂[HgBr₄] равно:

1. 1
2. 2
3. 4
4. 6
5. 5

41. Координационное число комплексной соли K₃[Cr(C₂H₄)₃] равно:

1. 1
2. 2
3. 4
4. 6
5. 5

42. Координационное число комплексной соли $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$

равно:

1. 1
2. 2
3. 3
4. 4
5. 6

43. Координационное число комплексной соли $\text{K}_4[\text{Zn}(\text{CrO}_4)_3]$

равно:

1. 1
2. 3
3. 4
4. 6
5. 8

44. Координационное число комплексной соли $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$

равно:

1. 1
2. 3
3. 4
4. 8
5. 6

45. Координационное число комплексной соли $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$

равно:

1. 1
2. 3
3. 4
4. 6
5. 8

46. Число молей KOH в 250 мл 0,2 М раствора равно:

1. 0,05
2. 0,25
3. 0,50
4. 5,0
5. 2,5

47. Масса NaOH, содержащаяся в 500 мл 0,6 М раствора

равна:

1. 1,2 г

2. 12 г
3. 120 г
4. 24 г
5. 130 г

48. 1 моль фосфата натрия растворяют в воде. Сколько молей ионов натрия образуется при полной диссоциации соли?

1. 5
2. 4
3. 3
4. 2
5. 1

49. Какая реакция обмена идет с выделением газа?

1. $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
2. $\text{MgCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
3. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$
4. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
5. $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

50. Из приведенных ниже солей гидролизу не подвергаются:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
3. FeCl_2
4. FeSO_4
5. FeS

51. Добавление какого вещества к воде приведет к возрастанию pH?

1. Na_2CO_3
2. NaCl
3. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
4. FeCl_2
5. AlCl_3

52. Нейтральный раствор получают при растворении в воде:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
3. CuCl_2
4. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
5. MnCl_2

53. Щелочной раствор получают при растворении в воде:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

3. Na_2CO_3
4. CuCl_2
5. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

54. Добавление какого вещества к воде приведет к уменьшению pH?

1. NaCl
2. CuCl_2
3. KNO_3
4. Na_2CO_3
5. KCl

55. Из приведенных ниже солей гидролизу не подвергаются:

1. CuCl_2
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
3. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
4. FeCl_2
5. KCl

56. Какая из приведенных реакций идет до конца?

1. $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$
2. $\text{HCl} + \text{KI} = \text{KCl} + \text{HI}$
3. $\text{KOH} + \text{NaNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{NaOH}$
4. $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} + \text{HNO}_3$
5. $\text{KNO}_3 + \text{Li}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{LiNO}_3$

57. Какое ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия хлорида магния и карбоната натрия?

1. $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 + 2\text{OH}^-$
3. $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3$
4. $\text{MgOH}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 + \text{OH}^-$
5. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

58. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия нитрата серебра и хлорида натрия?

1. $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- = \text{NaCl}$
2. $\text{Na}^+ + \text{NO}_3^- = \text{NaNO}_3$
3. $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- = \text{AgNO}_3$
4. $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$
5. $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$

59. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия ацетата натрия с соляной кислотой?

1. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

2. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$
3. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$
4. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}^-$
5. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+$

60. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует реакции взаимодействия сульфата натрия с хлоридом бария?

1. $2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Na}_2\text{SO}_4$
2. $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{BaCl}_2$
3. $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- = \text{NaCl}$
4. $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
5. $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$

Таблица 1

Некоторые физико-химические величины и единицы СИ

Величина	Единица СИ
1	2
Атомная масса (относительная) A_r	атомная единица массы, а.е.м.
Внутренняя энергия U	джоуль, Дж
Время t	секунда, с
Давление P	паскаль, Па
Дипольный момент (электрический) μ	кулон-метр, Кл-м
Длина l	метр, м
Количество вещества n	моль, моль
Количество теплоты Q	джоуль, Дж
Константа химического равновесия K	
Масса m	килограмм, кг
Массовая доля ω	-
Массовая концентрация ρ	килограмм на кубический метр, кг/м ³
Молекулярная масса (относительная) M_r	атомная единица массы, а.е.м.
Мольная доля x	-
Моляльная концентрация C_m	моль на килограмм, моль/кг
Молярная концентрация C	моль на кубический метр, моль/м ³
Молярная масса M	килограмм на моль, кг/моль
Молярный объем V_M	кубический метр на моль, м ³ /моль
Объем V	кубический метр, м ³
Окислительно-восстановительный потенциал E	вольт, В
Плотность ρ	килограмм на кубический метр, кг/м ³
Площадь A (S)	квадратный метр, м ²
Работа W (A)	джоуль, Дж
Разность потенциалов ΔU	вольт, В
Растворимости коэффициент k_s	-
Сила электрического тока I	ампер, А
Сродство к электрону A_e	джоуль, Дж
Температура термодинамическая T	кельвин, К
Температура Цельсия t	градус Цельсия, °С

1	2
Тепловой эффект химической реакции Q	джоуль, Дж
Частота ν	герц, Гц
Энергия E	джоуль, Дж
Энергия Гиббса образования вещества ΔG	джоуль на моль, Дж/моль
Энергия Гиббса реакции ΔG	джоуль, Дж
Энергия ионизации I	джоуль, Дж
Энтальпия образования вещества ΔH	джоуль на моль, Дж/моль
Энтальпия реакции ΔH	джоуль, Дж
Энтропия вещества S	джоуль на кельвин-моль, Дж/(К·моль)
Энтропия реакции ΔS	джоуль на кельвин, Дж/К

Физико-химические постоянные

Атомная единица массы, а.е.м. $m_u \approx 1,6605655 \cdot 10^{-27}$ кг

Масса покоя электрона $m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31}$ кг

Масса покоя протона $m_p = 1,6726485 \cdot 10^{-27}$ кг

Масса покоя нейтрона $m_n = 1,6749543 \cdot 10^{-27}$ кг

Элементарный электрический заряд $e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл

Радиус Бора $a_0 = 5,2917706 \cdot 10^{-11}$ м

Масса атома изотопа $^1H = 1,673559 \cdot 10^{-27}$ кг

Масса атома изотопа $^2H(D) = 3,344548 \cdot 10^{-27}$ кг

Постоянная Авогадро $N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹

Число Авогадро $\{N_A\} \approx 6,02 \cdot 10^{23}$ (формульных единиц)

Постоянная Фарадея $F = 9,648456 \cdot 10^4$ Кл/моль

Универсальная газовая постоянная $R = 8,31441$ Дж/(К·моль)

Нормальные физические условия:

Нормальное атмосферное давление $p = 1,01325 \cdot 10^5$ Па

Нормальная термодинамическая температура $T = 273,15$ К
(или температура Цельсия $t = 0$ °С)

Молярный объем идеального газа при нормальных физических условиях $V_M = 2,241383 \cdot 10^{-2}$ м³/моль $\approx 22,4$ л/моль

Постоянная Больцмана $k = 1,380662 \cdot 10^{-23}$ Дж/К

Таблица 2

Приставки при образовании кратных

Наименование	Русское обозначение	Множитель	Наименование	Русское обозначение	Множитель
Гига	г	10^9	Деци	д	10^{-1}
Мега	м	10^6	Санتي	с	10^{-2}
Кило	к	10^3	Милли	м	10^{-3}
Гекто	г	10^2	Микро	мк	10^{-6}
Дека	да	10^1	Нано	н	10^{-9}
			Пико	п	10^{-12}

Таблица 3

Растворимость газов в воде (в г на 100 г воды)

Газ	Температура, °С						
	0	10	20	30	50	80	100
Br ₂	4,22	3,4	3,2	3,13			
CO ₂	0,3346	0,2318	0,1688	0,1257	0,0701		
Cl ₂	1,46	0,98	0,716	0,562	0,386	0,219	0
H ₂	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1,6 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$0,8 \cdot 10^{-4}$	0
NH ₃	87,5	67,9	52,6	40,3	22,9		
NO	$9,8 \cdot 10^{-3}$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-3}$	$5,2 \cdot 10^{-3}$	$3,7 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	0
O ₂	$7,0 \cdot 10^{-3}$	$5,4 \cdot 10^{-3}$	$4,6 \cdot 10^{-3}$	$3,5 \cdot 10^{-3}$	$2,6 \cdot 10^{-3}$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	0
HCl	82,3	-	-	67,3	59,6		
H ₂ S	0,673	0,552	0,447	0,358			

Таблица 4

Плотность некоторых соединений

Вещество	Формула	Плотность, г/см ³	t, °С
Аммоний хлорид	NH ₄ Cl	1,53	17
Кремний хлорид	SiCl ₄	1,52	0
Натрий хлорид	NaCl	2,163	15-20
Олово (IV) хлорид	SnCl ₄	2,278	0
Сахар	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	1,558	15
Сера монохлорид	S ₂ Cl ₂	1,68	0
Сульфурил хлорид	SO ₂ Cl ₂	1,67	20
Сурьма (III) хлорид	SbCl ₃	3,064	26
Тионил хлорид	SOCl ₂	1,675	0
Титан (IV) хлорид	Ti Cl ₄	1,76	0
Углерод тетрахлорид	CCl ₄	1,632	0
Фосфор (III) бромид	PBr ₃	2,85	0
Фосфор (III) хлорид	PCl ₃	1,57	0
Фосфор (V) хлороксид	POCl ₃	1,69	0

Таблица 5

Растворимость твердых веществ в воде (в г на 100 г воды)

Вещество	Твердая фаза	Температура, °С									
		0	10	20	40	60	80	100			
1	2	3	4	5	6	7	8	9			
Al ₂ (SO ₄) ₃	Al ₂ (SO ₄) ₃ ·18H ₂ O	23,8	25,1	26,6	31,4	37,1	42,2	47,1			
NH ₄ NO ₃	NH ₄ NO ₃	54,2		63,9	74,8	80,2	85,9	91,0			
(NH ₄) ₂ SO ₄	(NH ₄) ₂ SO ₄	41,4	42,2	43,0	44,8	46,8	48,8	50,8			
NH ₄ Cl	NH ₄ Cl	23,0	25,1	27,1	31,5	35,6	39,6	43,6			
NH ₄ HCO ₃	NH ₄ HCO ₃	10,9	13,7	17,5	24,2						
(NH ₄) ₂ CO ₃	(NH ₄) ₂ CO ₃ ·H ₂ O		18	22,5							
KNO ₃	KNO ₃	11,6	17,7	24,1	39,1	52,5	62,8	71,1			
KAl(SO ₄) ₂	KAl(SO ₄) ₂ ·12H ₂ O	3,1	4,4	5,7	12,0	26,7		71,4			
K ₂ Cr ₂ O ₇	K ₂ Cr ₂ O ₇	4,4	7,5	11,1	20,6	31,2	41,1	50,5			
K ₂ S ₂ O ₈	K ₂ S ₂ O ₈	1,62	2,60	4,49	9,89						
K ₂ SO ₄	K ₂ SO ₄	6,9	8,5	10,0	13,1	15,4	17,6	19,4			
KCl	KCl	22,2	23,8	26	28,7	31,3	33,8	36,0			
Ca(CH ₃ COO) ₂	Ca(CH ₃ COO) ₂	37,4	36,0	34,7	33,2	32,7	33,5	29,7			
CoCl ₂	CoCl ₂ ·6H ₂ O	30,2	31,0	34,9	39,4	48,4					
MgCl ₂	CoCl ₂ ·12H ₂ O						49,0	50,7			
	MgCl ₂ ·6H ₂ O	34,5	34,8	35,3	36,5	37,9	39,7	42,2			

1	2	3	4	5	6	7	8	9
MnCl ₂	MnCl ₂ ·6H ₂ O	38,9	38	42,4	47,1	52,1	52,0	53,7
CuCl ₂	CuCl ₂ ·2NH ₄ Cl·2H ₂ O	22,2		26,0	30,5	36,1	43,4	
CuSO ₄	CuSO ₄ ·5H ₂ O	12,9	13,2	17,5	22,8	28,1	34,9	42,4
Na ₂ SO ₄	Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O	4,5	8,2	16,1	32,5			
	Na ₂ SO ₄					31	30,2	30,0
	Na ₂ SO ₄ ·7H ₂ O	16,4	23,4	32,5				
Na ₂ B ₄ O ₇	Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O	1,18	1,76	2,58	6,0	16,6		
	Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O						23,4	34,6
Na ₂ CO ₃	Na ₂ O ₃ ·10H ₂ O	6,6		17,8	33,2			
NaHCO ₃	NaHCO ₃	6,45	7,58	8,76		14,9		
NaCl	NaCl	26,2		26,5	26,8	27,1	27,6	28,4
Ni(NO ₃) ₂	Ni(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O	44,3		49,1	54,8	62,0		
	Ni(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O						63,0	
H ₂ B O ₃	H ₂ BO ₃	2,50	3,52	5,4	9,5			27,5

Таблица 6

Растворимость неорганических веществ в воде при комнатной температуре

Ионы	Br ⁻	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Ag ⁺	н	м	н	н	н	р	н	р	-	н	н	м
Al ³⁺	р	+	?	-	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba ²⁺	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Be ²⁺	р	+	?	н*	р	р	р	р	н	н	+	р
Bi ³⁺	+	+	-	-	+	н	н	+	н	н	н	+
Ca ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	м
Cd ²⁺	р	р	м	н*	р	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	р	н	н*	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr ³⁺	р	+	н	-	р	м	н	р	н	н	н*	р
Cs ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu ²⁺	р	р	н	н*	р	р	-	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	р	н	н	р	м	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	р	-	н	-	р	н	-	р	н	н	+	р
H ⁺	р	∞	∞	м	р	р	р	∞	∞	р	м	∞
Hg ²⁺	м	р	р	-	р	+	н	+	-	н	н	+
Hg ₂ ²⁺	н	м	-	н	н	м	н	+	-	н	-	н
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	р	р	м	р	м	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	р	н	н*	р	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р

I	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1
Ni ²⁺	p	p	н	н*	p	p	p	p	н	н	н	п
Pb ²⁺	м	р	н	н*	м	м	м	р	н	н	н	н
Rb ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Sn ²⁺	+	+	-	-	+	р	м	+	н	н	н	+
St ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	н
Tl ⁺	м	р	р	р	м	р	н	р	р	н	н	м
Zn ²⁺	р	р	н	н*	р	м	р	р	н	н	н	р

Обозначения:

- р – хорошо растворимый,
- м – малорастворимый,
- н – практически нерастворимый,
- ∞ – неограниченно растворимый,
- + – полностью реагирует с водой,
- – не существует,
- * – осадок из водного раствора не образуется вследствие полного гидролиза,
- ? – отсутствуют данные по растворимости.

Таблица 7

**Изменение окраски кислотно-основных индикаторов
в зависимости от pH раствора**

Название	Окраска индикатора в среде		
	Кислая [H ⁺] > [OH ⁻] pH < 7	Нейтральная [H ⁺] = [OH ⁻] pH = 7	Щелочная [OH ⁻] > [H ⁺] pH > 7
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метилоранж	розовый	оранжевый	желтый

Таблица 8

Шкала электроотрицательности по Оллреду и Рохову

Эле-мент	Электроот-рицатель-ность	Элемент	Элек-троотрица-тельность	Эле-мент	Электроот-рица-тельность
Cs	0.86	Au	1.42	Po	1.76
Fr	0.86	Ru	1.42	Ga	1.82
Rb	0.89	Hg	1.44	Sb	1.82
K	0.91	Pt	1.44	At	1.90
Ba	0.97	Tl	1.44	B	2.01
Li	0.97	Rh	1.45	Te	2.01
Ra	0.97	V	1.45	Ge	2.02
Sr	0.99	Cd	1.46	Rn	2.06
Ac	1.00	Re	1.46	H	2.10
Na	1.01	Al	1.47	P	2.10
Ca	1.04	Be	1.47	As	2.20
La	1.08	In	1.49	I	2.21
Y	1.11	Os	1.52	Xe	2.40
Sc	1.20	Ir	1.55	Se	2.48
Zr	1.22	Pb	1.55	C	2.50
Hf	1.23	Cr	1.56	S	2.60
Mg	1.23	Mn	1.60	Br	2.74
Nb	1.23	Fe	1.64	Cl	2.83
Mo	1.30	Zn	1.66	Kr	2.94
Ti	1.32	Bi	1.67	N	3.07
Ta	1.33	Co	1.70	Ar	3.20
Pd	1.35	Sn	1.72	O	3.50
Tc	1.36	Si	1.74	F	4.10
W	1.40	Cu	1.75	Ne	4.84
Ag	1.42	Ni	1.75	He	5.50

Концентрация и плотность кислот и оснований при 20 °С

%	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃	H ₃ PO ₄	CH ₃ COOH	NaOH	KOH	NH ₃ раствор
1	1,005	1,003	1,004	1,004	1,000	1,010	1,007	0,994
2	1,012	1,008	1,009	1,009	1,001	1,021	1,017	0,990
3	1,018	1,013	1,015	1,015	1,003	1,032	1,026	0,985
4	1,025	1,018	1,020	1,020	1,004	1,043	1,035	0,981
5	1,032	1,023	1,026	1,026	1,006	1,054	1,044	0,977
6	1,039	1,028	1,031	1,031	1,007	1,065	1,053	1,973
7	1,045	1,033	1,037	1,037	1,008	1,076	1,062	1,969
8	1,052	1,038	1,043	1,042	1,010	1,087	1,072	1,965
9	1,59	1,043	1,049	1,048	1,011	1,098	1,081	1,961
10	1,066	1,047	1,054	1,053	1,013	1,109	1,090	1,958
12	1,080	1,057	1,066	1,065	1,015	1,131	1,109	0,950
14	1,095	1,068	1,078	1,076	1,018	1,153	1,128	0,943
16	1,109	1,078	1,090	1,088	1,021	1,175	1,148	0,936
18	1,124	1,088	1,103	1,101	1,024	1,197	1,167	0,930
20	1,139	1,098	1,115	1,113	1,026	1,219	1,186	0,923
22	1,155	1,108	1,128	1,126	1,029	1,241	1,206	0,916
24	1,170	1,119	1,140	1,140	1,031	1,263	1,226	0,910
26	1,186	1,129	1,153	1,153	1,034	1,285	1,247	0,904
28	1,202	1,139	1,167	1,167	1,036	1,306	1,267	0,898
30	1,219	1,149	1,180	1,181	1,038	1,328	1,288	0,892
35	1,260	1,174	1,214	1,214	1,044	1,380	1,341	
40	1,303	1,198	1,246	1,254	1,049	1,430	1,396	
45	1,348		1,278	1,293	1,053	1,478	1,452	
50	1,395		1,310	1,335	1,058	1,525	1,511	
55	1,395		1,339	1,379	1,061			
60	1,498		1,367	1,379	1,061			
65	1,553		1,391	1,476	1,067			
70	1,611		1,413	1,526	1,069			
75	1,669		1,434	1,579	1,070			
80	1,727		1,452	1,633	1,070			
85	1,779		1,469	1,689	1,069			
90	1,814		1,483	1,746	1,066			
92	1,824		1,487	1,770	1,064			
94	1,831		1,491	1,794	1,062			
96	1,936		1,495	1,819	1,059			
98	1,836		1,501	1,844	1,055			
100	1,831		1,513	1,870	1,050			

Константы диссоциации кислот (25 °С)

Кислота	Формула	$K_{дисс}$
Азотистая	HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-14}$
Азотистоводородная	HN_3	$1,9 \cdot 10^{-5}$
Борная	H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Тетраборная	$H_2B_4O_7$	$1,5 \cdot 10^{-7}$
Бромноватистая	$HBrO$	$2,5 \cdot 10^{-9}$
Йодная	HIO_4	$2,8 \cdot 10^{-2}$
Йодноватая	HIO_4	$1,6 \cdot 10^{-1}$
Йодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-11}$
Муравьиная	$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая	H_3AsO_4	$6,0 \cdot 10^{-3}$
Мышьяковистая	H_3AsO_3	$5,1 \cdot 10^{-10}$
Пероксид водорода	H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$
Селенистая	$H_2 SeO_3$	$2,4 \cdot 10^{-3}$
Селеновая (K_2)	$H_2 SeO_4$	$1,3 \cdot 10^{-2}$
Селенистоводородная	$H_2 Se$	$1,3 \cdot 10^{-4}(K_1)$
Серная (K_2)	$H_2 SO_4$	$1,2 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	$H_2 SO_3$	$1,7 \cdot 10^{-2}$
Сероводородная	$H_2 S$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
Теллуристая (K_1)	$H_2 TeO_3$	$2,7 \cdot 10^{-3}$
Теллуровая (K_1)	H_6TeO_6	$2,0 \cdot 10^{-8}$
Теллуристоводородная	H_2Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$
Тиосерная	$H_2 S_2 O_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$
Угольная	$H_2 CO_3$	$4,5 \cdot 10^{-7}$
Уксусная	$CH_3 COOH$	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Фосфорноватистая	H_3PO_2	$8,0 \cdot 10^{-2}$
Фосфористая	H_3PO_3	$1,6 \cdot 10^{-2}(K_1) 2,0 \cdot 10^{-7}(K_2)$
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $1,2 \cdot 10^{-13}$
Фтористоводородная	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая	$HClO$	$5,0 \cdot 10^{-8}$
Хлористая	$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-1}$
Хромовая (K_1)	H_2CrO_4	$9,0 \cdot 10^{-17}$
Цианистоводородная	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$
Щавелевая	$H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}(K_1) 5,6 \cdot 10^{-5}(K_2)$
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$

Константы диссоциации оснований (25 °С)

Основание	Формула	$K_{\text{дисс}}$
Алюминия гидроксид (K_1)	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,0 \cdot 10^{-9}$
Аммиака гидрат	$\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Бария гидроксид (K_2)	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Бериллия гидроксид (K_2)	$\text{Be}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-11}$
Гидразин	$\text{N}_2\text{H}_4\text{H}_2\text{O}$	$9,8 \cdot 10^{-7}$
Гидраксиламин	NH_2OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Железа (II) гидроксид (K_2)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$2,3 \cdot 10^{-7}$
Железа (III) гидроксид (K_2)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$2,3 \cdot 10^{-7}$
Кальция гидроксид (K_2)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$4,0 \cdot 10^{-2}$
Кобальта (III) гидроксид	$\text{Co}(\text{OH})_3$	$7,0 \cdot 10^{-13}$
Лития гидроксид	LiOH	$6,8 \cdot 10^{-1}$
Магния гидроксид (K_2)	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$
Марганца (II) гидроксид (K_2)	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$
Меди (II) гидроксид (K_2)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$7,9 \cdot 10^{-14}$
Свинца гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$ $3,0 \cdot 10^{-8}$
Серебра (I) гидроксид	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Стронция гидроксид (K_2)	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$1,6 \cdot 10^{-1}$
Хрома (III) гидроксид (K_3)	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$7,0 \cdot 10^{-31}$
Цинка гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$4,4 \cdot 10^{-5}$ $2,0 \cdot 10^{-9}$

Таблица 12

Стандартные электродные потенциалы металлов

Металл	$E^0, \text{В}$	Металл	$E^0, \text{В}$	Металл	$E^0, \text{В}$
Li^+/Li	-3.045	Be^{2+}/Be	-1.847	Pb^{2+}/Pb	-1.126
Rb^+/Rb	-2.925	Al^{3+}/Al	-1.700	H^+/H_2	± 0.000
K^+/K	-2.924	Ti^{3+}/Ti	-1.208	$\text{Sb}^{\text{III}}/\text{Sb}$	+0.240
Cs^+/Cs	-2.923	Mn^{2+}/Mn	-1.192	$\text{Re}^{\text{III}}/\text{Re}$	+0.300
Ra^{2+}/Ra	-2.916	Cr^{2+}/Cr	-0.852	$\text{Bi}^{\text{III}}/\text{Bi}$	+0.317
Ba^{2+}/Ba	-2.905	Zn^{2+}/Zn	-0.763	Cu^{2+}/Cu	+0.338
Sr^{2+}/Sr	-2.888	Ga^{3+}/Ga	-0.560	Ru^{2+}/Ru	+0.450
Ca^{2+}/Ca	-2.864	Fe^{2+}/Fe	-0.441	Ag^+/Ag	+0.799
Na^+/Na	-2.711	Cd^{2+}/Cd	-0.404	Rh^{3+}/Rh	+0.800
Ac^{3+}/Ac	-2.600	In^{3+}/In	-0.338	Hg^{2+}/Hg	+0.852
La^{3+}/La	-2.522	Co^{2+}/Co	-0.277	Pd^{2+}/Pd	+0.915
Mg^{2+}/Mg	-2.372	Ni^{2+}/Ni	-0.234	$\text{Pt}^{\text{II}}/\text{Pt}$	+0.963
Sc^{3+}/Sc	-2.370	Sn^{2+}/Sn	-0.141	Au^+/Au	+1.691

Произведение растворимости (ПР) (18–25 °С)

Соединений	Формула	ПР
Алюминия гидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,0 \cdot 10^{-32}$
Бария сульфат	BaSO_4	$1,0 \cdot 10^{-10}$
Бария карбонат	BaCO_3	$5,1 \cdot 10^{-9}$
Бария гидроксид	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Железа (II) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-15}$
Железа (III) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$3,2 \cdot 10^{-328}$
Железа (II) сульфид	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Железа (II) карбонат	FeCO_3	$3,5 \cdot 10^{-11}$
Кадмия гидроксид	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-14}$
Кадмия сульфид	CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$
Кальция гидроксид	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$5,5 \cdot 10^{-6}$
Кальция гидрофосфат	CaHPO_4	$2,7 \cdot 10^{-7}$
Кальция фосфат	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2,0 \cdot 10^{-29}$
Кальция карбонат	CaCO_3	$4,8 \cdot 10^{-9}$
Кальция сульфат	CaSO_4	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Лития гидроксид	LiOH	$4,0 \cdot 10^{-2}$
Лития карбонат	Li_2CO_3	$4,0 \cdot 10^{-3}$
Магния гидроксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$1,1 \cdot 10^{-11}$
Марганца гидроксид	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$1,6 \cdot 10^{-13}$
Меди гидроксид	CuOH	$1,0 \cdot 10^{-14}$
Олова (II) гидроксид	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$1,4 \cdot 10^{-28}$
Олова (IV) гидроксид	$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$1,0 \cdot 10^{-57}$
Олова (II) сульфид	SnS	$1,0 \cdot 10^{-25}$
Свинца (II) гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$8,7 \cdot 10^{-14}$
Свинца (II) сульфат	PbSO_4	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Серебра (I) гидроксид	AgOH	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Стронция гидроксид	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$1,4 \cdot 10^{-3}$
Стронция карбонат	SrCO_3	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Стронция сульфат	SrSO_4	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Сурьмы (III) гидроксид	$\text{Sb}(\text{OH})_3$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
Сурьмы (III) сульфид	Sb_2S_3	$1,6 \cdot 10^{-93}$
Хрома (II) гидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-17}$
Хрома (III) гидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-31}$
Цинка гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$7,1 \cdot 10^{-18}$
Цинка сульфид	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Константы неустойчивости некоторых комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа неустойчивости
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$5,89 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{-18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$5,01 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,66 \cdot 10^{-7}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$7,94 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,75 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,50 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,07 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons 2\text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,13 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$9,33 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,03 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$3,02 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$1,29 \cdot 10^{-22}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,38 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,77 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,00 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,00 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,08 \cdot 10^{-16}$

Названия некоторых распространенных лигандов

Лиганд	Название	Лиганд	Название
F^-	фторо	OH^-	гидроксо
Cl^-	хлоро	H_2O	аква
Br^-	бром	NH_3	аммин
I^-	йодо	CO	карбонил
CN^-	циано	SCN^-	тиоцианато
NO_2^-	нитро	NH_2^-	амин

Классификация химических связей

Характеристика	Пространственная направленность	Частицы, соединяемые данной связью
Ковалентная связь		
Электронная пара является общей для двух атомов (в случае, когда общими являются 2 пары электронов, образуется двойная связь, 3 пары – тройная связь)	Есть	Атомы неметаллов. Может образоваться связь между одинаковыми атомами (простые вещества) и между разными атомами (химические соединения, многоатомные ионы)
Координационная связь		
Координирующий атом предоставляет неподеленные пары электронов другим атомам или ионам, связь носит частично ковалентный характер	Есть	Ионы металлов (или атомы); ионы элементов с высокой электроотрицательностью либо молекулы и многоатомные ионы, содержащие такие атомы
Металлическая связь		
Катионы металлов располагаются в регулярном порядке в поле внешних электронов, образующих газ электронов проводимости	Нет	Атомы металлов. Атомы могут быть одинаковыми (чистые металлы) или разными (сплавы, интерметаллические соединения)
Ионная связь		
Между положительно и отрицательно заряженными ионами (различное молярное соотношение; одноатомные ионы; многоатомные ионы) действуют электростатические силы	Нет	Одноатомные катионы металлов или многоатомные катионы, содержащие неметаллы, с одной стороны, и одноатомные анионы неметаллов или различные многоатомные анионы – с другой

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная литература:

1. Ашкеева Р.К., Тугельбаева Л.М., Рыскалиева Р.Г. Общая химия: методическое пособие. – Алматы: Казак университети, 2013. – 156 с.
2. Ашкеева Р.К., Тугельбаева Л.М., Рыскалиева Р.Г. Задачи и упражнения по курсу "Общая химия": методическое пособие. – Алматы: Казак университети, 2015. – 150 с.
3. Буркитбаев М.М., Бекишев К.Б. Практикум по неорганической химии. – Алматы: Казак университети, 2002. – 288 с.
4. Куаньшешев Г.С., Буркитбаев М.М., Джамансариева К.У. Краткий курс общей и неорганической химии. – Алматы: Казак университети, 2011. – 214 с.
5. Подъячева Е.А., Ашкеева Г.Х., Мекеев Е.Е. Практикум по химии для подготовительных отделений вузов. – Алма-Ата: Мектеп, 1987. – 159 с.
6. Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А. Химические свойства неорганических веществ. – Москва: Химия, 2005. – 449 с.
7. Зайцев О.С. Исследовательский практикум по общей химии. – Москва: МГУ, 1994. – 480 с.
8. Таперова А.А. и др. Лабораторный практикум по общей химии. – Москва: Высшая школа, 1996. – 319 с.

Дополнительная:

1. Шпайвер Д., Эткинс Г. Неорганическая химия. – Москва: Мир, 2009. – 680 с.
2. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторный работы по общей и неорганической химии. – Ленинград: Химия, 1986. – 287 с.
3. Соколовская Е.М., Зайцев О.С. Практикум по общей химии. – Москва: МГУ, 1981. – 400 с.
4. Гольбрах З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. – Москва: Астрель, 2004. – 383 с.
5. Гольбрах З.Е. Практикум по неорганической химии. – Москва: Высшая школа, 1996. – 368 с.
6. Ковальчукова О.В., Солдатова С.А. 780 тестов по химии. – Москва: Уникум-центр, 1998. – 187 с.
7. Воробьева О.И., Дунаева К.М. и др. Практикум по неорганической химии. – Москва: МГУ, 1994. – 319 с.
8. Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Минск: Высшая школа, 1986. – 141 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	3
ТРЕБОВАНИЯ К ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ	5
<i>Занятие 1.</i> Основные классы неорганических соединений.	
Химические реакции и их классификация.	7
<i>Занятия 2-3.</i> Атомно-молекулярное учение.	
Законы стехиометрии.....	22
<i>Занятие 4.</i> Строение атома.	
Периодический закон Д.И. Менделеева.	
Химическая связь	33
<i>Занятие 5.</i> Окислительно-восстановительные процессы.....	51
<i>Занятие 6.</i> Основные понятия об энергетике химических процессов.	67
<i>Занятия 7-8.</i> Химическая кинетика и химическое равновесие.....	74
<i>Занятие 9.</i> Количественное выражение состава растворов. Свойства растворов.....	89
<i>Занятие 10.</i> Свойства растворов электролитов.	
Гидролиз солей	102
<i>Занятие 11.</i> Получение и свойства комплексных соединений.	120
<i>Занятие 12.</i> Металлы, неметаллы и их свойства.....	131
<i>Занятие 13.</i> Качественные реакции на некоторые катионы и анионы.	143
КОМБИНИРОВАННЫЕ ЗАДАЧИ	148
ПЕРЕЧЕНЬ ТЕСТОВЫХ ВОПРОСОВ ПО КУРСУ «ОБЩАЯ ХИМИЯ»	156
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	200
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	214

Учебное издание

Ашкеева Раушан Копшильевна
Тугелбаева Лейла Махамбетовна
Рыскалиева Роза Габдрахимовна

ХИМИЯ

Учебное пособие

Стереотипное издание

Второе издание, дополненное, переработанное

Редактор Э. Сулейменова
Компьютерная верстка У. Молдашевой
Дизайн обложки Я. Горбунова

В оформлении обложки использованы фотографии
с сайта www.Bilim-all.kz

ИБ №12904

Подписано в печать 20.08.2020. Формат 60x84 ¹/₁₆.
Бумага офсетная. Печать цифровая. Объем 13,62 п.л. Тираж 125 экз.
Заказ №5422. Издательский дом «Қазақ университеті»
Казахского национального университета им. аль-Фараби.
050040, г. Алматы, пр. аль-Фараби, 71.

Отпечатано в типографии издательского дома «Қазақ университеті».



9 786010 441781