

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Комин Андрей Эдуардович

Должность: ректор

Дата подписания: 16.03.2025 11:05:47

Уникальный идентификатор: f6c6d686f0c899fdf76a1ed8b448452ab8cac6fb1af6547b6d40cdf1bdc60ae2

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение

высшего образования

«Приморская государственная сельскохозяйственная академия»

ХИМИЯ

Методические указания для самостоятельной работы обучающихся направления подготовки 06.03.01 Биология

Электронное издание

Уссурийск, 2022

УДК 378.147

Составители: И.В. Попова, канд. с.-х. н., доцент межинститутской кафедры естественно-научных и социально-гуманитарных дисциплин

Химия: методические указания для самостоятельной работы обучающихся направления подготовки 06.03.01 Биология [Электронный ресурс] / сост. И.В. Попова - Уссурийск: ФГБОУ ВО ПГСХА. – Электрон. текст. дан. - Уссурийск, 2022. – 24 с. – Режим доступа: www.de.primacad.ru.

Методические указания составлены в соответствии с ФГОС ВО 3++, учебным планом и рабочей программой дисциплины (модуля).

Включают краткое содержание разделов курса, задания для выполнения самостоятельной работы.

Рецензент: Н. А. Ким, канд. с.-х. н, доцент института животноводства и ветеринарной медицины

Издается по решению методического совета ФГБОУ ВО Приморская ГСХА

ВВЕДЕНИЕ

Самостоятельная работа является неотъемлемой составляющей целостного процесса обучения, которая организуется, направляется, контролируется учебным процессом, основанным на государственном стандарте.

Самостоятельная работа представляет собой один из способов приобретения знаний, а один из главных принципов деятельности высшей школы на современном этапе. Профессиональная подготовка будущих специалистов зависит от объема усвоенных предметных знаний и от умения самостоятельно работать с литературными источниками, анализировать научную и методическую литературу, делать прогнозы и выводы.

Государственные образовательные стандарты рассматривают увеличение объема и качества самостоятельной работы как наиболее эффективное направление повышения качества образования. Самостоятельная работа формирует у будущих специалистов умения и навыки целенаправленного приобретения знаний, стимулирует развитие познавательных способностей и творческой активности, является движущей силой к самообразованию.

По дисциплине (модулю) Химия основными видами самостоятельной работы являются: выполнение индивидуальных заданий, написание конспектов и рефератов, подготовка к лабораторным, практическим и контрольным работам.

Работая самостоятельно над решением поставленных преподавателем задач, обучающийся закрепляет свои теоретические знания и практические навыки, полученные на аудиторных занятиях.

При изучении курса Химия применяются различные виды контроля:

- текущий контроль по каждой теме (осуществляется на каждом занятии в виде индивидуального тестирования или фронтального опроса);
- промежуточный контроль после завершения большой темы или нескольких тем (проводится в виде письменных контрольных работ);
- итоговый контроль проходит в виде семестрового экзамена.

Общие рекомендации по организации самостоятельной работы

Работа над курсом химии складывается из следующих элементов: посещения лекций, лабораторных и практических занятий, выполнения индивидуальных заданий, самостоятельного изучения материала по учебникам и учебным пособиям, сдачи экзамена.

Для изучения дисциплины рекомендуется завести две тетради: для лекций и конспектов; для практических и лабораторных занятий.

Курс состоит из ряда тем. Для глубокого изучения химии как науки, основанной на эксперименте, в рамках изучения каждой темы предусмотрено выполнение лабораторных работ.

Лабораторный практикум развивает навыки научного экспериментирования, исследовательский подход к изучению предмета, логическое химическое мышление.

Лабораторная работа предполагает проведение опытов с химическими реактивами и выполняется в специально оборудованной лаборатории. Для подготовки лабораторной работы

Обучающийся должен предварительно самостоятельно проработать теоретический материал, уяснить цели и задачи работы, ознакомиться с методикой химического эксперимента.

По результатам лабораторной работы оформляется отчет, который должен быть представлен к защите. При защите отчета обучающийся должен четко изложить ход лабораторной работы, объяснить результаты выполненных опытов и выводы из них, уметь составить уравнения реакций, решать соответствующие задачи и свободно излагать теоретические сведения по теме работы. Форма оценки – *зачет*. Основная литература при подготовке к лабораторной работе – методические указания к выполнению лабораторных работ.

Для более прочного усвоения теоретического материала предусмотрено выполнение индивидуальных заданий.

Индивидуальное задание – набор задач по определенной теме. Предлагается преподавателем. Это внеаудиторная работа. Вариант соответствует порядковому номеру студента в списочном составе группы. Форма оценки – *зачет*.

Литература для помощи в выполнении индивидуального задания:

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

а) основная литература:

Никольский, А. Б. Химия: учебник и практикум для вузов / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. - 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2023. - 507 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-03930-6. - URL: <https://urait.ru/bcode/511226> (дата обращения: 02.02.2023). - Режим доступа: по подписке ПримГСХА. - Текст: электронный.

б) дополнительная литература:

Зайцев, О. С. Химия. Лабораторный практикум и сборник задач: учеб. пособие для вузов / О. С. Зайцев. – М.: Издательство Юрайт, 2023. - 202 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-9916-4106-7. - URL: <https://urait.ru/bcode/511477> (дата обращения: 02.02.2023). - Режим доступа: по подписке ПримГСХА. - Текст: электронный.

Индивидуальные задания оформляются на отдельных листах. На титульном листе необходимо указать фамилию, группу, номер и название

индивидуального задания, номер варианта. Условия задач переписываются из задачника полностью. Для поправок и замечаний преподавателя отводятся поля. При оформлении работы для каждой задачи записывается краткое условие, план решения, ссылки на теоретический материал и справочные данные, используемые при решении задачи. Этапы решения задач должны быть четко обоснованы, необходимо приводить весь ход решения и все математические расчеты.

По темам, которые не рассматриваются или рассматриваются не достаточно полно на лекциях, но входят в программу экзамена, предусмотрено написание конспектов и рефератов.

Написание *конспекта* предполагает использование источника литературы, рекомендуемого преподавателем. Форма оценки за конспект – *зачет*.

Реферат – систематизированный материал, собранный студентом по темам, которые не рассматриваются на лекциях и лабораторных занятиях. Предполагает использование нескольких источников литературы, подобранных студентом самостоятельно в результате литературного поиска. Тема реферата предлагается преподавателем. Оформляется в печатном или рукописном виде на отдельных листах (формат А4). Оценивается реферат по пятибалльной системе после публичной защиты его на практических или лабораторных занятиях.

На последнем этапе изучения темы рекомендуется ответить на контрольные вопросы, которые акцентируют внимание на наиболее важных разделах темы, и выполнить тесты для самоконтроля. При ответах желательно не пользоваться учебником или конспектом.

Для лучшего усвоения курса необходимо следовать данному методическому указанию, материалы которого изложены в хронологическом порядке в соответствии с разделами и темами дисциплины.

1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1.1. Содержание темы

1. *Классификация неорганических веществ*: простые и сложные вещества. Классификация неорганических соединений: оксиды, гидроксиды, соли.
2. Понятие о *степени окисления*, определение степени окисления элементов в соединениях и ионах.
3. *Оксиды*. Классификация оксидов по химическим свойствам: солеобразующие и несолеобразующие оксиды; основные, кислотные и амфотерные оксиды. Способы получения оксидов, номенклатура.
4. *Гидроксиды*. Классификация гидроксидов: основания, кислородсодержащие кислоты, амфотерные гидроксиды. Химические свойства. Способы получения. Номенклатура.
5. *Соли*. Классификация: средние, кислые и основные. Химические свойства, способы получения и номенклатура солей.
6. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

1.2. Контрольные вопросы и задания

1. Дайте понятие степени окисления. Покажите на примерах, как определяют степень окисления элементов в соединениях и ионах.
2. Дайте определение оксида. Как оксиды классифицируют по химическим свойствам?
3. Объясните понятие «амфотерность».
4. Приведите примеры основных, амфотерных и кислотных оксидов. Докажите их характер уравнениями соответствующих реакций.
5. Что такое гидроксиды? Классификация гидроксидов.
6. Что такое основность кислоты, как классифицируют по этому признаку кислоты? Приведите примеры кислот с разной основностью.
7. Что такое кислотность основания, как классифицируют по этому признаку основания?
8. Дайте определение соли. Расскажите о классификации солей.
9. Какие кислоты образуют кислые соли? Какие основания образуют основные соли?
10. Приведите примеры средних, кислых и основных солей. Назовите эти соли.
11. Какие способы получения солей Вы знаете?

1.3. Тесты для самоконтроля

1. Укажите формулы гидроксидов, взаимодействующих и с кислотами, и с основаниями:
 - а) KOH ; Al(OH)_3 ;
 - б) Al(OH)_3 ; Cr(OH)_3 ;
 - в) Mg(OH)_2 ; HClO_4 ;

г) KOH; Al(OH)₃; Cr(OH)₃.

2. Укажите вариант с формулами только основных оксидов:

а) Na₂O; BaO; ZnO;

б) ZnO; SiO₂; K₂O;

в) Na₂O; BaO; K₂O;

г) BaO; ZnO; SiO₂.

3. Укажите формулы гидроксидов, взаимодействующих с основаниями:

а) KOH, Al(OH)₃, Cr(OH)₃;

б) Mg(OH)₂, HClO₄;

в) Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Mg(OH)₂;

г) Al(OH)₃, Cr(OH)₃, HClO₄.

4. Укажите вариант, содержащий формулы оксидов, взаимодействующих с кислотами:

а) CaO, Al₂O₃;

б) Al₂O₃, CrO₃, CaO;

в) Cl₂O₇, CaO, Al₂O₃;

г) CrO₃, Cl₂O₇.

5. Укажите формулы кислот, образующих кислые соли:

а) H₂SeO₃, H₂S, HI;

б) H₂S, HI; H₃PO₄;

в) H₃PO₄, HClO₃;

г) H₂SeO₃, H₂S, H₃PO₄.

6. Укажите формулу оксида, который является ангидридом азотной кислоты:

а) NO;

б) N₂O₃;

в) NO₂;

г) N₂O₅.

7. Укажите пары ионов, имеющих одинаковые заряды:

а) ортофосфат⁻; сульфат⁻;

б) сульфид⁻; сульфит⁻;

в) гидрокарбонат⁻; йодид;

г) дигидрофосфат⁻; сульфат.

8. Укажите формулы многоосновных кислот:

а) HClO₃;

б) H₂S;

в) HI;

г) H₃PO₄.

9. Укажите элементы, которые образуют только основные оксиды:

- а) Ag;
- б) Na;
- в) S;
- г) Mn.

10. Укажите формулы кислых солей:

- а) $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$;
- б) NaHS ;
- в) H_3AsO_4 ;
- г) K_2HPO_4 .

2. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

2.1. Содержание темы

1. *Основные понятия химии.* Атомная единица массы, относительная атомная и молекулярная массы, молярная масса и молярный объем, моль, постоянная Авогадро, количество вещества.
2. *Основные законы химии.* Законы сохранения массы, сохранения энергии, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений.
3. *Основные газовые законы.* Закон Авогадро и следствия из него, закон Менделеева – Клапейрона.
4. *Химическое уравнение.* Стехиометрические коэффициенты. Количественные расчеты по химическим уравнениям.
5. *Химический эквивалент.* Фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, эквивалентный молярный объем. Закон эквивалентов.
6. *Валентность.* Молекулярные и структурные (графические) формулы веществ.

2.2. Контрольные вопросы и задания

1. Что такое моль, молярная масса?
2. Какие законы используют для расчета молярных масс газов при условиях нормальных и отличных от нормальных?
3. Какой объем называют молярным? Что представляет собой относительная плотность одного газа по другому?
4. Эквивалент, фактор эквивалентности, закон эквивалентов, эквивалентный объем.
5. Какие формулы применяют для расчета молярных масс эквивалентов сложных веществ?
6. Что называют химическим уравнением?

7. В чем состоит закон сохранения массы? Объясните принцип решения задач на «избыток-недостаток».
8. Что означает понятие «валентность»?
9. Приведите примеры по составлению молекулярных и структурных формул оксидов, кислот, оснований, солей.

2.3. Тесты для самоконтроля

1. Относительная плотность газа по водороду равна 8. Молярная масса газа (г/моль) составит:

- а) 16,0;
- б) 8,0;
- в) 4,0;
- г) 24,0.

2. Объем аммиака при температуре 100 °С и давлении 200 кПа составляет 62 л. Масса аммиака (г) равна:

- а) 78,5;
- б) 57,0;
- в) 39,3;
- г) 0,68.

3. Из 43,4 г оксида получено 40,2 г металла. Молярная масса эквивалента металла (г/моль) равна:

- а) 16,0;
- б) 108,5;
- в) 8,0;
- г) 100,5.

4. Определите, чему равны массы в граммах: 1 моль атомов железа; 0,1 моль атомов серебра:

- а) 56; 10,8;
- б) 0,56; 108;
- в) 5,6; 0,108;
- г) 56; 108.

5. Объем образца аммиака при н. у. равен 5,6 л. Масса (г) NH_3 равна:

- а) 22,44;
- б) 17;
- в) 4,25;
- г) 5,6.

6. Кислород объемом 67,2 л (н. у.) полностью прореагировал с кальцием. Количество (моль) полученного оксида кальция составит:

- а) 2;

- б) 6;
- в) 12;
- г) 1.

7. Укажите, сколько молекул содержится в 1 грамме азота:

- а) $2,15 \cdot 10^{22}$;
- б) $21,5 \cdot 10^{22}$;
- в) $0,215 \cdot 10^{23}$;
- г) $0,215 \cdot 10^{22}$.

8. Газовая смесь состоит из 2 л водорода при давлении 700 мм рт. ст. и 5 л метана при 840 мм рт. ст. Объем смеси равен сумме объемов взятых газов. Парциальные давления газов в смеси (мм рт. ст.) составят:

- а) 200; 600;
- б) 600; 200;
- в) 20; 60;
- г) 60; 20.

9. Алюминий массой 10,8 г сплавил с серой массой 22,4 г. Количество вещества образовавшегося сульфида алюминия будет равно:

- а) 0,2;
- б) 0,3;
- в) 0,4;
- г) 0,02.

10. Определите, чему равны молярные массы эквивалентов гидроксида железа (II) и угольной кислоты (г/моль):

- а) 45; 31;
- б) 0,31; 45;
- в) 310; 45;
- г) 3,1; 4,5.

11. Найдите, чему равны молярные массы эквивалентов оксида меди (II) и сульфата натрия (г/моль):

- а) 71; 40;
- б) 40; 71;
- в) 0,71; 40;
- г) 0,40; 71.

12. Изобразите молекулярные и графические формулы веществ: оксида фосфора (V); гидроксида лития и угольной кислоты.

3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

3.1. Содержание темы

1. Атом. Характеристика частиц, составляющих атом (электрон, протон, нейтрон). Поведение частиц при химических превращениях. Химический элемент. Порядковый номер элемента.
2. Понятие о квантовой механике. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция (орбиталь). Суть математического аппарата квантовой механики. Уравнение Шредингера.
3. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа: главное квантовое число, орбитальное квантовое число, магнитное квантовое число, спиновое квантовое число.
4. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Электронные и электронно-графические формулы элементов. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Принцип Паули. Правило Хунда.
5. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодические свойства элементов: количество электронов на внешней электронной оболочке, атомный и ионный радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, восстановительная и окислительная активности, электроотрицательность. Структура Периодической системы Д.И. Менделеева. Изменение периодических свойств элементов в периодах, рядах, группах и подгруппах.
6. Химическая связь. Классификация химической связи. Причины образования химической связи. Энергия и длина связи.
7. Ковалентная связь. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Метод валентных связей. Основные свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, полярность. Ковалентная полярная и ковалентная неполярная связь. Сигма связь. Кратные связи (π -связь). Делокализация связи. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная конфигурация молекул.
8. Ионная химическая связь. Механизм образования ионной связи. Основные свойства ионной связи: ненаправленность, ненасыщаемость.
9. Металлическая связь.
10. Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса: ориентационные, индукционные и дисперсионные. Водородная связь. Энергия и длина водородной связи. Влияние водородных связей на свойства веществ.

3.2. Контрольные вопросы и задания

1. Приведите основные характеристики частиц, составляющих атом.
2. Сформулируйте принцип неопределенности Гейзенберга.

3. Что характеризует главное квантовое число? Какие значения оно может принимать?
4. Какие значения принимает орбитальное квантовое число, что оно характеризует?
5. Что характеризуют магнитное и спиновое квантовые числа? Какие значения они принимают?
6. С помощью какого правила (правил) можно доказать, что 4s орбиталь заполняется перед 4p орбиталью, а 3d перед 4s?
7. В соответствии с каким правилом электрон располагается в пределах электронной подоболочки так, чтобы его суммарный спин был максимальным?
8. Назовите самый сильный металл и самый сильный неметалл в таблице Д.И. Менделеева. Ответ поясните.
9. Почему химические элементы делят на подгруппы в рамках одной группы?
10. Как меняется энергия ионизации в пределах одного периода при увеличении порядкового номера?
11. Какая величина позволяет определить тип внутримолекулярной связи в молекуле?
12. Что такое «гибридизация орбиталей»? Как она влияет на пространственную форму молекул.
13. Чем объясняется, что в ряду $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$ температуры плавления веществ увеличиваются с увеличением порядкового номера элемента, а H_2O имеет аномально высокое значение температуры плавления?

3.3. Тесты для самоконтроля

1. Укажите, в каком случае орбитали расположены в порядке их заполнения:

- а) $1s 2s 2p 3d 4s 4d 5s$;
- б) $1s 2s 2p 3s 4s 5s 4d$;
- в) $1s 2s 2p 4s 3d 4d 5s$;
- г) $1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d$.

2. Укажите полную электронную формулу атома ${}_{33}\text{As}$ в основном состоянии, располагая орбитали (энергетические подуровни) в соответствии с увеличением энергии. Определите набор четырех квантовых чисел для последнего электрона данного элемента:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$; $n = 4$; $l = 1$; $m_l = 1$; $m_s = \frac{1}{2}$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$; $n = 4$; $l = 1$; $m_l = 1$; $m_s = \frac{1}{2}$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$; $n = 4$; $l = 1$; $m_l = -1$; $m_s = -\frac{1}{2}$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$; $n = 4$; $l = 1$; $m_l = -1$; $m_s = -\frac{1}{2}$.

3. Для элемента ${}_{40}\text{Zr}$ (цирконий) укажите электронную и электронографическую формулы, располагая орбитали (энергетические

подуровни) в соответствии с увеличением энергии. Определите набор четырех квантовых чисел для последнего электрона данного элемента:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^4$; $n = 4$; $l = 2$; $m_l = 1$; $m_s = 1/2$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$; $n = 4$; $l = 2$; $m_l = -1$; $m_s = 1/2$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^4$; $n = 5$; $l = 4$; $m_l = -1$; $m_s = -1/2$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$; $n = 4$; $l = 3$; $m_l = -1$; $m_s = -1/2$.

4. Для элемента ${}_{15}\text{P}$ (фосфор) рассчитайте суммарный спин в основном и возбужденном состоянии атома. Определите все возможные значения валентности данного элемента:

- а) $\Sigma m_s (\text{P}) = 3$; $\Sigma m_s (\text{P}^*) = 5$; $V = 1, 3, 5$;
- б) $\Sigma m_s (\text{P}) = 3/2$; $\Sigma m_s (\text{P}^*) = 5/2$; $V = 3, 5$;
- в) $\Sigma m_s (\text{P}) = 3$; $\Sigma m_s (\text{P}^*) = 5$; $V = 3, 5$;
- г) $\Sigma m_s (\text{P}) = 3/2$; $\Sigma m_s (\text{P}^*) = 3/2$; $V = 3, 5$.

5. Определите тип химической связи в веществах KCl , CO_2 , Cl_2 , P_2O_5 , Na_2O , руководствуясь значениями электроотрицательностей элементов:

- а) KCl , Na_2O – ионная; CO_2 , P_2O_5 – ковалентная полярная; Cl_2 – ковалентная неполярная;
- б) KCl – ионная; CO_2 , P_2O_5 , Na_2O – ковалентная полярная; Cl_2 – ковалентная неполярная;
- в) KCl , P_2O_5 , Na_2O – ионная; CO_2 – ковалентная полярная; Cl_2 – ковалентная неполярная;
- г) P_2O_5 , Na_2O – ионная; CO_2 – ковалентная неполярная; KCl , Cl_2 – ковалентная полярная.

6. Укажите вариант расположения молекул KCl , CO_2 , N_2 , KF в порядке возрастания полярности связи:

- а) KCl , CO_2 , N_2 , KF ;
- б) KF , KCl , CO_2 , N_2 ;
- в) N_2 , CO_2 , KCl , KF ;
- г) CO_2 , N_2 , KCl , KF .

4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

4.1. Содержание темы

1. Предмет изучения химической кинетики. Классификация реакций (простые и сложные, гомогенные и гетерогенные). Скорость гомогенных и гетерогенных реакций. Средняя скорость и мгновенная (истинная) скорость реакции.

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Закон действия масс. Кинетическое уравнение. Константа скорости. Молекулярность и порядок реакции.

3. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации, понятие об активированном комплексе.

4. Катализаторы и каталитические системы. Особенности каталитических процессов. Элементы теории катализа. Положительные и отрицательные катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ.

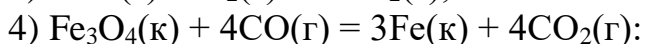
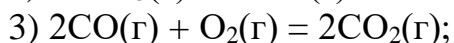
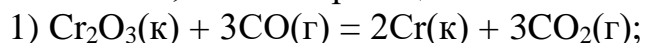
5. Механизмы химических реакций. Простые и сложные (параллельные, последовательные и др.) реакции. Цепные реакции. Колебательные реакции.

4.2. Контрольные вопросы и задания

1. Что называют средней и истинной скоростью реакции?
2. Как определяется скорость гомогенных и гетерогенных реакций?
3. Какие факторы влияют на скорость реакции?
4. Сформулируйте закон действия масс.
5. Что называют константой скорости? Каков физический смысл этой величины? Зависит ли константа скорости от температуры, природы реагирующих веществ и их концентраций?
6. Что такое молекулярность и порядок реакции?
7. Какие законы описывают зависимость скорости реакции от температуры? Что показывает температурный коэффициент скорости реакции?
8. Что такое энергия активации, активированный комплекс?
9. Если для двух реакций: а) одинаковы концентрации реагирующих веществ и температура, то чем определяется различие в их скоростях; б) одинаковы константы скорости, то при каких условиях будут одинаковыми их скорости?
10. В чем сущность гомогенного и гетерогенного катализа?
11. Как изменяется энергия активации в присутствии катализатора?

4.3. Тесты для самоконтроля

1. Указать, какие из реакций являются гетерогенными



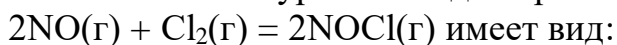
а) 1, 2;

б) 3, 4;

в) 2, 3;

г) 1, 4.

2. Кинетическое уравнение для простой реакции



а) $v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2];$

б) $v = k[\text{NO}][\text{Cl}_2];$

в) $v = k[2\text{NO}][\text{Cl}_2];$

г) $v = k[\text{NOCl}]^2$.

3. Определите, как изменится скорость прямой реакции в системе $2\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3 (\text{г})$, если объем реакционного пространства уменьшится в 2 раза:

- а) не изменится;
- б) уменьшится в 2 раза;
- в) увеличится в 2 раза;
- г) увеличится в 8 раз.

4. Укажите, как изменится скорость реакции при увеличении температуры от -10 до $+40$ °С, если температурный коэффициент скорости равен 2:

- а) увеличится в 10 раз;
- б) увеличится в 5 раз;
- в) увеличится в 32 раза;
- г) уменьшится в 10 раз.

5. Определите, как нужно изменить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза, если температурный коэффициент равен 4:

- а) понизить на 30 °С;
- б) повысить на 30 °С;
- в) повысить на 16 °С;
- г) повысить на 160 °С.

6. Определите, какая из реакций протекала с большей средней скоростью, если за единицу времени в первой образовался сероводород массой 32 г, а во второй – йодоводород массой 10 г:

- а) первая реакция;
- б) вторая реакция;
- в) обе реакции протекали с одинаковой скоростью.

5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

5.1. Содержание темы

1. Необратимые и обратимые процессы. Понятие химического равновесия. Гомогенные и гетерогенные равновесия.

2. Понятие константы химического равновесия. Константа равновесия в гомогенных и гетерогенных системах. Зависимость константы равновесия от различных факторов. Связь константы равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса в реакции.

3. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Влияние изменения температуры, давления в системе, концентраций реагирующих веществ на состояние химического равновесия.

5.2. Контрольные вопросы

1. Что называют обратимыми и необратимыми реакциями?
2. Что называют химическим равновесием? Почему оно является динамическим?
3. Какие концентрации реагирующих веществ называют равновесными?
4. Что называют константой химического равновесия? Зависит ли константа равновесия от температуры, природы реагирующих веществ и их концентраций?
5. Почему в выражение для скорости химической реакции или константы равновесия не входят концентрации веществ, находящихся в твердой фазе?
6. Какими параметрами характеризуется каждое химическое равновесие? К чему приводит изменение одного из параметров?
7. В чем сущность принципа Ле Шателье?

5.3. Тесты для самоконтроля

1. Укажите, в каких из нижеприведенных обратимых реакций изменение давления не вызовет нарушения равновесия:

- 1) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$;
- 2) $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + 4\text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow 3\text{Fe}(\text{к}) + 4\text{CO}_2(\text{г})$;
- 3) $\text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{MgCO}_3(\text{к})$;
- 4) $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 3\text{FeO}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$;

- а) 1, 2, 4;
- б) 2, 4;
- в) 1, 3;
- г) 2.

2. Укажите вариант правильного выражения константы равновесия для реакции $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$:

а) $K = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]}$

б) $K = \frac{[2\text{H}_2\text{O}] [2\text{Cl}_2]}{[4\text{HCl}] [\text{O}_2]}$

в) $K = \frac{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]}{[\text{Cl}]^2 [\text{H}_2\text{O}]^2}$

г) $K = \frac{[4\text{HCl}] [\text{O}_2]}{[2\text{Cl}_2] [2\text{H}_2\text{O}]}$

3. Укажите вариант правильного выражения константы равновесия для реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{графит}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$:

а) $K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{C}]}$

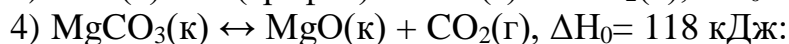
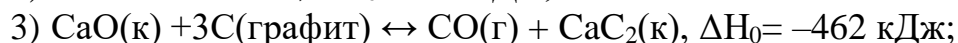
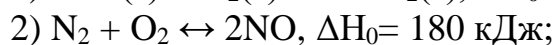
$$[\text{CO}]^2$$

б) $K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2][\text{C}]}$

в) б) $K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$

г) а) $K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$

4. Укажите, равновесие каких реакций при повышении температуры смещается в сторону образования продуктов



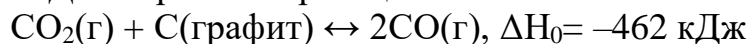
а) 1, 2;

б) 2;

в) 2, 4;

г) 1, 3.

5. Для обратимой реакции



укажите факторы, приводящие к смещению равновесия в сторону обратной реакции ((а) – повышение давления, (б) – повышение температуры, (в) – понижение температуры, (г) – увеличение концентрации CO_2 , (д) – увеличение концентрации CO):

а) а, б, г;

б) а, в, г;

в) а, б, д;

г) б, г, д.

6. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ. РАСТВОРЫ

6.1. Содержание темы

1. Дисперсные системы. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Степень дисперсности. Классификация дисперсных систем: по степени дисперсности; по агрегатным состояниям дисперсной фазы и дисперсионной среды.

2. Истинные растворы. Растворитель и растворенное вещество. Теории растворов: физическая, химическая и физико-химическая теории растворов. Сольватация. Тепловые эффекты при растворении. Молярная теплота растворения.

3. Растворимость. Ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные растворы. Растворимость газов в жидкостях, смесях двух жидкостей, твердых веществ в жидкостях. Закон Генри. Влияние на растворимость природы веществ, температуры и давления. Закон распределения.
4. Способы выражения состава раствора. Концентрация растворов. Молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента. Моляльная концентрация. Титр раствора. Доля растворенного вещества: массовая и объемная. Молярная доля растворителя и растворенного вещества.
5. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Законы Рауля.
6. Растворы электролитов. Отклонения растворов кислот, оснований и солей от закона Вант-Гоффа и законов Рауля. Изотонический коэффициент и его физический смысл. Теория электролитической диссоциации Аррениуса.
7. Равновесие в растворах электролитов. Особенности реакций и равновесия в растворах электролитов. Диссоциация кислот, оснований и солей.
8. Слабые электролиты. Количественные характеристики силы электролитов: константа диссоциации, степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
9. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Способы определения рН. Кислотно-основные индикаторы. Буферные растворы.
10. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Количественные характеристики гидролиза: степень гидролиза, константа гидролиза.
11. Произведение растворимости.
12. Сильные электролиты. Активность электролитов в водных растворах.

6.2. Контрольные вопросы и задания

1. Что такое дисперсные системы, и как они классифицируются по различным признакам?
2. Может ли насыщенный раствор быть разбавленным, а ненасыщенный – концентрированным?
3. Приготовленный водный раствор содержит 50 % (масс.) серной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, моляльность и молярную долю серной кислоты в растворе.
4. Из закона Генри следует, что объем растворяемого газа не зависит от давления. Растворимость кислорода равна 5 объемам в 100 объемах воды при 0 °С. Определить молярную концентрацию растворов, полученных при давлениях 101 и 1010 кПа.
5. Вследствие осмоса пресная вода будет диффундировать через полупроницаемую перегородку в морскую воду. Что произойдет, если в этих условиях на морскую воду оказать давление больше осмотического?
6. Как изменится температура кипения 40 % раствора этилового спирта, по сравнению с температурой кипения воды ($E = 0,52$)?
7. Содержание солей во льду на поверхности Северного Ледовитого океана больше или меньше, чем в воде этого океана?

8. Что такое изотонический коэффициент и как можно определить его величину?
9. Что называется степенью диссоциации? Какова зависимость между степенью диссоциации и константой диссоциации слабого электролита?
10. Раствор имеет $\text{pH} = 12$. Кислота или основание находится в этом растворе? Определите концентрацию ионов водорода в этом растворе.
11. В каких случаях сливание растворов двух солей не приводит ни к каким химическим реакциям?
12. Что такое ступенчатый гидролиз? Приведите примеры солей, подвергающихся ступенчатому гидролизу.
13. Как изменится pH среды после растворения в воде:
а) ацетата натрия; б) хлорида аммония; в) хлорида натрия?
14. В какую сторону смещается равновесие гидролиза соли
а) при разбавлении раствора, б) при нагревании раствора? Почему?
15. При концентрации раствора ацетата натрия $0,1$ моль/л его $\text{pH} = 10$. Определите по этим данным степень гидролиза соли.

6.3. Тесты для самоконтроля

1. При титровании раствора, содержащего $0,1$ г вещества, израсходовано $21,5$ мл $0,1$ Н раствора HCl . Укажите, чему равна массовая доля гидроксида натрия в образце:
а) 96% ;
б) 100% ;
в) 76% ;
г) 86% .
2. Растворимость очень немногих твердых веществ с повышением температуры уменьшается; к ним относится:
а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
б) KCl ;
в) NH_4HCO_3 ;
г) KNO_3 .
3. Определите, чему будет равна молярная концентрация раствора серной кислоты, если массовая доля кислоты в этом растворе равна $0,12$ (плотность раствора $1,08$ г/мл):
а) $1,32$ М;
б) 12% ;
в) $1,6$ М;
г) $0,66$ М.
4. Смешали 200 г 20% -ного и 300 г 10% -го растворов глюкозы. Массовая доля вещества в полученном растворе равна:
а) 18% ;

б) 14 %;

в) 15 %;

г) 16 %.

5. Раствор, содержащий 11,6 г вещества в 400 г воды, замерзает при температуре $-0,93$ °С, тогда молярная масса растворенного вещества составляет:

а) 116 г/моль;

б) 58 г/моль;

в) 87 г/моль;

г) 29 г/моль.

6. Мерой электролитической диссоциации электролита принято считать:

а) степень диссоциации;

б) молярную концентрацию раствора;

в) рН раствора;

г) константу гидролиза.

7. Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении взаимодействия растворов хлорида алюминия и карбоната натрия равна:

а) 13;

б) 15;

в) 17;

г) 19.

8. рН раствора, в 1 л которого содержится 0,2 моль гидроксида аммония и 0,2 моль хлорида аммония, равен:

а) 4,75;

б) 8,25;

в) 5,75;

г) 9,25.

9. Гетерогенная система, в которой дисперсионная среда является газом, дисперсная фаза – жидкостью, называется:

а) суспензия;

б) аэрозоль;

в) эмульсия;

г) гидрозоль.

10. Определите, какое вещество практически полностью гидролизуеться в воде:

а) Al_2S_3 ;

б) таких веществ не существует;

в) KCl ;

г) H_2SO_4 .

7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

7.1. Содержание темы

1. Понятие окислительно-восстановительных реакций (ОВР).
2. Степень окисления. Высшая и низшая степень окисления атома.
3. Процессы окисления и восстановления, окислители и восстановители.
4. Типичные окислители и восстановители; окислительно-восстановительная двойственность.
5. Типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные ОВР, внутримолекулярные ОВР, реакции диспропорционирования и контрдиспропорционирования.
6. Составление уравнений ОВР. Методы подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и метод полуреакций.
7. Роль окислительно-восстановительных процессов в обмене веществ у животных.

7.2. Контрольные вопросы и задания

1. Как определить степень окисления элементов в соединениях?
2. Чем отличаются процессы окисления и восстановления?
3. Как определить роль вещества в ОВР (окислитель или восстановитель)?
4. Перечислите типы окислительно-восстановительных реакций. Приведите примеры ОВР каждого типа.
5. Как подобрать стехиометрические коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях? Приведите пример окислительно-восстановительной реакции и подберите коэффициенты в уравнении данной реакции методом электронного баланса.

7.3. Тесты для самоконтроля

1. Для реакции $\text{As} + \text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ определите, какое вещество является окислителем:
 - а) As;
 - б) HNO_3 ;
 - в) H_3AsO_4 ;
 - г) NO_2 .
2. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} = \text{AuCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$:
 - а) внутримолекулярный,
 - б) диспропорционирования,
 - в) межмолекулярный,
 - г) контрдиспропорционирования.

3. Для реакции $P + HNO_3 + H_2O = H_3PO_4 + NO$ подберите коэффициенты методом электронного баланса. Коэффициент перед формулой окислителя равен:

- а) 2;
- б) 5;
- в) 3;
- г) 7.

4. Для окислительно-восстановительной реакции $AsH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 = H_3AsO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ укажите тип реакции:

- а) внутримолекулярный,
- б) диспропорционирования,
- в) межмолекулярный,
- г) контрдиспропорционирования.

5. Для окислительно-восстановительной реакции $I_2 + NaOH = NaIO_3 + NaI + H_2O$ укажите сумму коэффициентов перед всеми веществами:

- а) 18;
- б) 10;
- в) 12;
- г) 20.

6. Для окислительно-восстановительной реакции $Co + HNO_3 = Co(NO_3)_2 + NO + H_2O$ коэффициент перед формулой кислоты равен:

- а) 1;
- б) 8;
- в) 4;
- г) 10.

Ответы к тестам для самоконтроля

Глава 1.

1. б; 2. в; 3. г; 4. а; 5. г; 6. г; 7. б, в; 8. б, г; 9. а, б; 10. б, г.

Глава 2.

1. а; 2. г; 3. г; 4. а; 5. в; 6. б; 7. в; 8. а; 9. а; 10. а; 11. б.

Глава 3.

1. г; 2. б; 3. б; 4. б; 5. а; 6. в.

Глава 4.

1. г; 2. а; 3. г; 4. в; 5. б; 6. а.

Глава 5.

1. б; 2. а; 3. в; 4. в; 5. в.

Глава 6.

1. г; 2. а; 3. а; 4. б; 5. б; 6. а; 7. а; 8. г; 9. б; 10. а.

Глава 7.

1. б; 2. в; 3. б; 4. в; 5. а; 6. б.

Литература

а) основная литература:

Никольский, А. Б. Химия: учебник и практикум для вузов / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. - 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2022. - 507 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-03930-6. - URL: <https://urait.ru/bcode/511226> (дата обращения: 02.02.2022). - Режим доступа: по подписке ПримГСХА. - Текст: электронный.

б) дополнительная литература:

Зайцев, О. С. Химия. Лабораторный практикум и сборник задач: учеб. пособие для вузов / О. С. Зайцев. – М.: Издательство Юрайт, 2022. - 202 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-9916-4106-7. - URL: <https://urait.ru/bcode/511477> (дата обращения: 02.02.2022). - Режим доступа: по подписке ПримГСХА. - Текст: электронный.

Попова Инна Викторовна

Химия. Методические указания для самостоятельной работы обучающихся
направления подготовки 06.03.01 Биология

Электронное издание