МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева»

Кафедра химии, технологии неорганических веществ и наноматериалов

Составитель
Е. В. Черкасова

ХИМИЯ

Методические указания к практическим занятиям

Рекомендовано учебно-методической комиссией направления подготовки 27.03.05 Инноватика в качестве электронного издания для использования в образовательном процессе

Кемерово 2018

Рецензенты:
Ченская Валентина Васильевна, кандидат химических наук, доцент кафедры химии, технологии неорганических веществ и наноматериалов

Черкасова Елизавета Викторовна
Химия: методические указания к практическим занятиям [Электронный ресурс]: для обучающихся направления подготовки 27.03.05 Инноватика очной формы обучения / сост.: Е. В. Черкасова; КузГТУ. – Кемерово, 2018.

Приведен перечень методических указаний по выполнению лабораторных работ по темам: техника безопасности; правила работы в химической лаборатории; измерение термодинамических характеристик химических процессов; кинетика химических реакций; химическое равновесие; приготовление растворов; окислительно-восстановительные процессы; электродные потенциалы, гальванические элементы; электролиз; коррозия металлов.

© КузГТУ, 2018
© Черкасова Е. В.,
составление, 2018

Целью изучения дисциплины «Химия» является освоение студентами теоретических и практических знаний, приобретение умений и навыков при закреплении теоретических основ химии, химии элементов и их соединений, формирование естественнонаучного мировоззрения и представлений о дальнейшем развитии химической науки.

В процессе изучения дисциплины «Химия» предусматривается взаимосвязь аудиторной и самостоятельной работы студентов. Аудиторная работа включает практические (семинарские) занятия.

ПРАКТИЧЕСКИЕ (СЕМИНАРСКИЕ) ЗАНЯТИЯ

Семинар является одним из основных видов практических занятий по гуманитарным и техническим наукам. Он представляет собой средство развития у студентов культуры научного мышления. Семинар предназначен для углубленного изучения дисциплины, овладения методологией научного познания. Главная цель семинарских занятий - обеспечить студентам возможность овладеть навыками и умениями использования теоретического знания применительно к особенностям изучаемой отрасли.

Методические указания к практическим занятиям по дисциплине «Химия» снабжены примерами решения типовых задач. Представлены также классификация и номенклатура неорганических соединений, методы составления и записи уравнений химических реакций.

ТЕМЫ 1, 2. РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ. РАСЧЕТЫ ПО ЗАКОНУ ЭКВИВАЛЕНТОВ

1.1. Стехиометрические расчеты

Стехиометрическими расчетами называют [2, глава 3] нахождение значений количеств, масс и объемов веществ (реагентов и продуктов), участвующих в химических реакциях. Стехиометрические расчеты могут быть проведены двумя способами: по уравнению реакции (с применением формульных величин) или по закону эквивалентов (с применением эквивалентных величин).

Для необратимой химической реакции, определяемой стехиометрическим уравнением

$$\nu_A A + \nu_B B + ... = \nu_C C + \nu_D D + ...,$$

формульные количества веществ (реагентов и продуктов) n_A, n_B, …, n_C, n_D, + …, пропорциональны соответствующим стехиометрическим коэффициентам:

$$\frac{n_A}{\nu_A} = \frac{n_B}{\nu_B} = ... = \frac{n_C}{\nu_C} = \frac{n_D}{\nu_D} = ...$$

Если формульное количество одного из веществ задано условием задачи, приведенное выражение позволяет рассчитать формульные количества (а, следовательно, массы и объемы) веществ, участвующих в данной реакции.

Если эквивалентное количество одного из веществ (реагента или продукта) известно по условию задачи, то определены и эквивалентные количества всех остальных веществ, участвующих в данной реакции, так как эквивалентные количества всех веществ, участвующих в реакции одинаковы (закон эквивалентов):

$$n_{egA} = n_{egB} = ... = n_{egC} = n_{egD}$$

Стехиометрические расчеты выполняются на основе стехиометрических законов: закон сохранения массы вещества, закон постоянства состава, закон объемных отношений, закон кратных отношений, закон Авогадро, газовые законы [2-5].

Студенты должны **знать** основные понятия и законы химии:

- химический элемент, молекула, ион, относительные молекулярные и атомные массы, абсолютные массы атомов и молекул, моль, молярная масса, число Авогадро, молярный объем газов, нормальные условия;
- эквивалент, эквивалентное число, эквивалентное количество вещества, эквивалентная масса вещества, эквивалентный объем газов (н. у.);
- химическая формула;
- химическое уравнение реакции;
- закон сохранения массы, закон постоянства состава, закон Авогадро, закон объемных отношений, закон эквивалентов, уравнение Клапейрона – Менделеева;
- реакции обменные и окислительно-восстановительные.

1.2. Вопросы для самоконтроля

1. В каких случаях наименьшей частицей вещества, сохраняющей свойства данного вещества, является молекула?
2. Что показывает число Авогадро?
3. Во сколько раз молярная масса вещества больше абсолютной массы его молекулы?
4. Что показывает химическая формула? Какие расчеты можно выполнять по формуле?
5. Как определить формульное количество вещества n_B?
6. Как установить эмпирическую формулу вещества на основании результатов его анализа?
7. В каких случаях наблюдаются отклонения от закона сохранения массы?
8. В каких случаях неприменим закон постоянства состава?
9. Что показывает химическое уравнение?
10. Какие расчеты можно производить по химическим уравнениям?
11. Что называется эквивалентом вещества?
12. Что показывает эквивалентное число Z_B?
13. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

14. Как определить эквивалентное число Z_B в обменных и окислительно-восстановительных реакциях?

15. Как определить эквивалентный объем газа?

16. Какая зависимость существует между эквивалентным количеством вещества (n_{egB}) и формульным количеством вещества (n_B)?

17. Как связаны между собой эквивалентная масса вещества (M_{egB}) и молярная масса этого вещества (M_B) в конкретной реакции?

18. Как вычислить значения массы некоторого вещества B и объема газа при известном значении эквивалентного количества вещества n_{egB}?

1.3. Выполнение стехиометрических расчетов

Студенты должны **уметь** вычислять:

- число частиц в определенной массе простого и сложного вещества;
- абсолютную величину массы некоторого числа атомов и молекул;
- массовую долю атомов элемента в соединении;
- формульное количество вещества n_B и эквивалентное количество вещества n_{egB};
- эквивалентное число в обменных и окислительно-восстановительных реакциях;
- массы и объемы (газов) взаимодействующих веществ двумя способами: по уравнению реакции и по закону эквивалентов;
- количественные отношения между атомами в составе сложного вещества (по результатам элементного анализа) для установления эмпирической и истинной формулы.

Примеры стехиометрических расчетов приведены в [2, глава 3, §3.1, примеры 1-3; §3.2, примеры 4-8].

Пример 9. Соединение содержит 82,64% углерода и 17,36% водорода. Плотность его по водороду 28,8. Найти истинную формулу соединения.

Решение.

Можно принять, что в 100 г соединения C_xH_y содержится 82,64 г углерода, 17,36 г водорода (x и y – количество вещества углерода и водорода соответственно).

$$x : y = \frac{82,64}{12} : \frac{17,36}{1,008}$$

$$x : y = 6,88 : 17,2$$
$$x : y = 1 : 2,5 = 2 : 5$$

Эмпирическая (простейшая формула) отвечает составу C_2H_5. Молярная масса соединения C_xH_y равна $D_{H_2} \cdot M_{H_2}$, т.е. 2,016 · 28,8 = 58 г/моль. Следовательно, истинная формула отвечает составу C_4H_{10}.

1.4. Решение задач в аудитории

Номера заданий по [2]:
Глава 3; § 3.1; № 1, 2, 3, 8, 9, 13, 26, 28, 37, 60;
§ 3.2; № 102, 103, 104, 105, 107, 127, 140 (вариант а).

1.5. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий по [2, глава 3, с. 39]:
б) § 3.1; № 1, 4, 6, 29, 43;
§ 3.2; № 102 б, 103 б, 104 б, 108 б, 109, 124;
в) § 3.1; № 7, 8, 10, 31, 49;
§ 3.2; № 102 в, 103 в, 104 в, 108 в, 109, 124;
г) § 3.1; № 15, 16, 17, 37, 61;
§ 3.2; № 102 г, 103 г, 104 г, 108 г, 109, 124;
д) § 3.1; № 18, 20, 21, 38, 63;
§ 3.2; № 102 д, 103 д, 104 д, 108 д, 109, 124;
е) § 3.1; № 22, 24, 27, 40, 66;
§ 3.2; № 102 е, 103 е, 104 е, 108 е, 109, 124.

ТЕМА 3. КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

3.1. Способы выражения состава растворов. Приготовление растворов

Растворы – гомогенные химические системы переменного состава, образованные двумя или несколькими веществами. Состав раствора определяется количествами растворенного вещества и растворителя. Количества растворенного вещества и растворителя могут измеряться в разных единицах. В связи с этим существует несколько способов выражения состава растворов.
После изучения данного раздела студентам следует **знать**:

- понятие о растворе;
- растворитель и растворенное вещество;
- виды взаимодействия растворителя с растворимым веществом в растворе;
- понятие о концентрации раствора и способах выражения состава раствора.

3.2. Вопросы для самоконтроля

1. Что общего у раствора и механической смеси? В чем различие?
2. Какие экспериментальные данные свидетельствуют о родстве процесса растворения и химической реакции?

3. Каковы современные представления о физико-химической природе растворов?

4. Что такое сольватация, гидратация?

5. Может ли насыщенный раствор быть разбавленным, а ненасыщенный – концентрированным?

6. Что такое растворимость? Как она зависит от внешних условий?

7. Какие способы выражения концентрации растворов вам известны? Дайте определение каждого способа.

8. В каких единицах выражаются массовая доля, молярная и эквивалентная концентрации раствора?

9. Что называется коэффициентом растворимости?

3.3. Расчет концентраций растворов

Студенты должны **уметь:**

- производить расчет состава растворов любым методом (ω, C_B, C_{eg});
- осуществлять взаимный переход от одного способа выражения состава раствора к другому.

Образцы решения задач по приготовлению растворов и определению их концентраций (примеры 1-9) приведены в [2, глава 6, § 6.1, § 6.2].

3.4. Решение задач в аудитории [2]:

§ 6.1 № 1, 2, 6, 7, 11, 12, 15, 18, 22, 34, 37, 48 (вариант а). § 6.2 № 64, 70.

3.5. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий б, в, г, д, е по [2, глава 6, с.102-119]:

§ 6.1 № 2, 8, 10, 12, 17, 22, 25, 38, 48.

§ 6.2 № 82.

Контрольная работа по темам 1-3

Вариант 1

1. Какая масса серной кислоты соответствует 1,5 моль? Сколько молекул содержится в этом количестве вещества?

1) 196 г; $1{,}2\cdot10^{23}$ 2) 49 г; $3{,}01\cdot10^{23}$

3) 147 г; $9{,}03\cdot10^{23}$ 4) 98 г; $6{,}02\cdot10^{23}$

2. Какой объем занимает сернистый газ (SO_2) количеством 0,3 моль (н. у.)?

1) 0,672 л 2) 672 л 3) 6,72 л 4) 67,2 л

3. Найти формулу вещества, если в его состав входит 71,7 % хлора, 24,3 % углерода и 4,0 % водорода, а плотность его по водороду равна 49,5.

1) CH_3Cl 2) $C_2H_4Cl_2$ 3) $CHCl_3$ 4) $C_2H_2Cl_2$

4. Определите среду после сливания растворов, содержащих 12 г NaOH и 18,9 г HNO_3:

1) Кислая 2) Щелочная 3) Нейтральная

5. Какую массу жженой магнезии (MgO) требуется принять человеку, нечаянно выпившему 100 мл серной кислоты с молярной концентрацией 0,02 М?

1) 0,02 кг 2) 0,2 г 3) 0,2 кг 4) 0,4 г

6. Искусственный «воздух» для водолазов содержит 20 % кислорода и 80 % гелия (% объемные). Определите мольную долю кислорода в этой смеси.
1) 0,02 2) 0,2 3) $2\cdot10^{-3}$ 4) 2,00

Вариант 2

1.Какой объем (при н. у.) занимают 7 г молекулярного азота?
1) 0,56 л 2) 5,6 $м^3$ 3) 5,6 мл 4) 5,6 л
2. Вычислите молярную массу эквивалента элемента, оксид которого содержит 22,2 % кислорода.
1) 28 г/моль 2) 28 г/моль 3) 14 г/моль 4) 14 г/моль
3. Вещество содержит 75,76 % мышьяка, остальное кислород. Плотность его пара по воздуху равна 13,65. Найти формулу вещества.
1) As_2O_3 2) As_4O_6 3) As_2O_5 4) As_4O_{10}
4. Какие реагенты следует добавить к карбонату кальция для получения растворимой гидросоли: $CaCO_3$ + ….. = $Ca(HCO_3)_2$?
1) H_2O 2) CO_2 3) H_2O и CO_2 4) CO и H_2O
5. В 120 г воды растворено 14,3 г кристаллогидрата $Na_2CO_3\cdot10H_2O$. Чему равна массовая доля карбоната натрия в этом растворе?
6. Хлорид натрия является консервантом при концентрации ω = 10 %. Рецепт засолки: 300 г соли на 1 кг огурцов. Какой объем рассола (ρ = 1,07) потребуется для засолки 50 кг огурцов?
1) 150 л 2) 160,5 л 3) 140 л 4) 15 л

Вариант 3

1. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода, измеренного при н. у. Вычислите эквивалентную и атомную массы металла и найдите металл в Периодической системе.
1) Al 2) Cr 3) Fe 4) Ti
2. Вычислите молярную массу эквивалента Al_2O_3 в реакции:
$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$
1) 17 2) 17 г/моль 3) 102 4) 102 г/моль
3. Какой объем кислорода (н. у.) потребуется для реакции с 15 г элемента, имеющего молярную массу эквивалента 3 г/моль?
1) 28 л 2) 14 л 3) 7 л 4) 56 л
4. Напишите уравнения реакций для следующего ряда превращений:
$Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Zn$.
5. В каком объеме воды необходимо растворить 100 г кристаллогидрата $MgSO_4\cdot7H_2O$, чтобы получить раствор с массовой долей $MgSO_4$ 5 %?
6. В бензин, чтобы избавиться от свинца в выхлопных газах, добавляют ТММ – трикарбонилметилциклопентадиенил марганца $C_9H_7O_3Mn$. Его содержание в одном литре бензина составляет 0,031 г. Определите молярную концентрацию ТММ в бензине.
1) $1{,}42\cdot10^{-3}$ М 2) $1{,}42\cdot10^{-2}$ М 3) $1{,}42\cdot10^{-4}$ М 4) $1{,}42\cdot10^{-1}$ М

ТЕМА 4. ЭНЕРГЕТИКА И НАПРАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

4.1. Предмет химической термодинамики

Слово *термодинамика* происходит от греческих слов «термос» (теплота) и «динамос» (сила, движение). Она изучает различные формы энергии и их взаимные превращения, возможности превращения энергии в полезную работу. *Химическая термодинамика* изучает превращение энергии при химических реакциях и способность химических систем совершать полезную работу.

Знание законов химической термодинамики позволяет предсказать возможность взаимодействия между веществами при определенных условиях и полноту протекания реакции; подобрать условия проведения реакции для получения максимального выхода; вычислить количество энергии, которое нужно затратить для проведения реакции или выделяется при проведении реакции.

Основные понятия и законы химической термодинамики, которые предусмотрены рабочей программой по дисциплине, приводятся в рекомендуемой литературе. Изучив этот раздел, студенты должны **знать:**

- основные термодинамические функции: теплоту, работу, внутреннюю энергию, энтальпию, энтропию, изобарно-изотермический потенциал (энергию Гиббса);
- виды термодинамических процессов;
- сущность первого и второго законов термодинамики;
- причины возникновения тепловых эффектов, сущность закона Гесса и следствий из него;
- сущность энтропии;
- использование законов термодинамики для предсказания возможности самопроизвольных процессов в изолированной и неизолированной (закрытой) системах при постоянных температуре и давлении.

4.2. Вопросы для самоконтроля

1. Что является предметом изучения химической термодинамики?
2. Что называется системой?
3. Какие системы называются гомогенными и какие - гетерогенными?
4. Что называется термодинамическими параметрами состояния системы? Перечислите основные параметры состояния системы.
5. Перечислите термодинамические функции состояния. Чем они отличаются от термодинамических параметров состояния системы?
6. Перечислите функции процесса.
7. Дайте определение внутренней энергии U системы и работы A. Единицы измерения энергии и работы.
8. Как называется изменение системы, связанное с изменением хотя бы одного термодинамического параметра?
9. Приведите классификацию термодинамических процессов в зависимости от условий, в которых он протекает.

10. В зависимости от способа проведения процессы могут быть термодинамически обратимыми или необратимыми. Чем отличаются эти процессы?

11. Дайте определение и приведите математическое выражение первого закона (начала) термодинамики.

12. Какой вид принимает уравнение первого начала термодинамики при изохорном процессе ($\Delta V = 0$)?

13. Каков физический смысл термодинамической функции, называемой энтальпией (H)?

14. Какой смысл имеют знаки «+» и «-» перед термодинамическими функциями: теплотой, работой, изменением внутренней энергии?

15. Чем измеряется количество теплоты в изобарном процессе ($\Delta P = 0$)?

16. При изотермическом процессе внутренняя энергия системы – величина постоянная ($\Delta U = 0$). Какой вид принимает уравнение первого начала термодинамики при изотермическом процессе?

17. При адиабатном процессе, когда $Q = 0$, уравнение первого начала принимает вид $A = -\Delta U$. За счет чего может совершаться механическая работа в адиабатном процессе?

18. Что такое тепловой эффект химической реакции?

19. Почему практически все химические реакции сопровождаются тепловыми эффектами?

20. Какие реакции относятся к экзотермическим и какие – к эндотермическим? В каких реакциях $\Delta H > 0$ и в каких – $\Delta H < 0$?

21. Какие уравнения называются термохимическими? Напишите термохимическое уравнение реакции водорода с хлором, если реакция сопровождается выделением энергии.

22. Какой знак имеет изменение энтальпии в следующих процессах:

а) сгорание водорода;

б) конденсация водяного пара;

в) разложение воды на водород и кислород;

г) испарение ацетона;

д) замерзание воды;

е) растворение хлорида кальция в воде;

ж) разложение молекулярного водорода на атомарный?

23. Что понимается под стандартной энтальпией образования вещества?

24. Какой знак имеет стандартная энтальпия образования:

а) жидкой воды;

б) газообразной воды?

Какая из указанных величин больше по абсолютному значению? Почему?

25. Объясните, почему тепловые эффекты реакций нейтрализации соляной и азотной кислот гидроксидом калия одинаковы, но отличаются от теплоты нейтрализации уксусной кислоты. В каком случае теплота нейтрализации больше? Почему?

26. Сформулируйте закон Гесса.

27. Сформулируйте следствия из закона Гесса.

28. Как вычислить тепловой эффект реакции на основании стандартных энтальпий образования веществ, которые в этой реакции участвуют?

29. Чему равны стандартные энтальпии образования простых веществ?

30. Что называется термодинамической вероятностью системы (W)?

31. Что является критерием термодинамической возможности самопроизвольного протекания химической реакции в изолированной системе?

32. Каков физический смысл энтропии?

33. Каковы единицы измерения энтропии?

34. При каких условиях энтропия вещества равна нулю?

35. Какой знак имеет энтропия всех веществ?

36. Какой знак энтропии в процессах:

а) увеличения числа атомов в молекуле: O, O_2, O_3;

б) при нагревании;

в) при диссоциации;

г) дробления;

д) увеличения объема;

е) плавления;

ж) испарения;

з) растворения;

и) конденсации;

к) кристаллизации;

л) сжатия;

м) полимеризации;

н) увеличения твердости?

37. Об изменении энтропии в реакциях с участием газов можно судить по изменению объема системы. Какой знак изменения энтропии в реакциях:

а) $2NH_3$ (г) = N_2 (г) + $3H_2$ (г)

б) CO_2 (т) = CO_2 (г)

в) $2H_2$ (г) + O_2 (г) = $2H_2O$ (г)

г) $2CH_3OH$ (г) + $3O_2$ (г) = $4H_2O$ (г) + $2CO_2$ (г)

д) NH_3 (г) + HCl (г) = NH_4Cl (т)

38. Расположите следующие системы в порядке увеличения энтропии:

а) 1 моль H_2O при 100 °С и 1 атм.;

б) 1 моль H_2O при 0 °С и 1 атм.;

в) 1 моль H_2O при 120 °С и 1 атм.;

г) 1 моль H_2O при 25 °С и 1 атм.;

д) 1 моль H_2O при 10 °С и 1 атм.;

е) 1 моль H_2O при 150 °С и 1 атм.

39. Как рассчитать изменения энтропии в реакции, если объем системы не изменяется?

40. Сущность второго закона термодинамики.

41. Изменением какой термодинамической функции определяется возможность самопроизвольного протекания процессов:

а) в закрытых системах при постоянном давлении и температуре;

б) в изолированной системе.

42. Сформулируйте условия самопроизвольного протекания реакций, сопровождающиеся:

а) увеличением энтропии и энтальпии;

б) уменьшением энтальпии и энтропии;

в) увеличением энтропии и уменьшением энтальпии;

г) уменьшением энтропии и увеличением энтальпии.

43. Приведите уравнение Гиббса.

44. Какие выводы о химической реакции можно сделать на основании величины ΔG°?

45. Как вычислить изменение энергии Гиббса реакции на основании стандартных значений энергии Гиббса образования веществ, участников реакции?

46. В каких единицах измеряется стандартная энергия Гиббса образования вещества?

47. Чему равна ΔG°_{298} простых веществ?

48. Какая из термодинамических функций системы (H, S, G) зависит от изменения температуры?

49. Из анализа уравнения $\Delta G^\circ_T = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ сделайте заключение, в каком случае возможно изменение знака ΔG_T:

а) при одинаковом знаке величин ΔH° и ΔS°;

б) с разноименными знаками ΔH° и ΔS° (в частных случаях $\Delta H^\circ = 0$ или $\Delta S^\circ = 0$).

50. Для каких условий справедливо уравнение $\Delta H = T\Delta S$?

51. Как определить температуру, при которой равновероятны прямая и обратная реакции (температура равновероятности).

52. При каких значениях ΔG°_T реакция характеризуется высокой степенью протекания в прямом направлении, т.е. реагенты обладают высокой реакционной способностью по сравнению с нереакционными продуктами? При каких значениях ΔG°_T продукты реакций обладают более высокой реакционной способностью по сравнению с устойчивыми реагентами?

53. На основании ΔG°_{298} реакций установите, образование какого из двух оксидов олова термодинамически более вероятно при стандартных условиях:

$$2Sn\ (т) + O_2\ (г) = 2SnO\ (т);$$
$$Sn\ (т) + O_2\ (г) = SnO_2\ (т).$$

54. На основании значений ΔG°_{298} реакций установите, какая из двух положительных степеней окисления (+7 или +5) элементов Cl и I является более устойчивой:

$$2KClO_4\ (т) = 2KClO_3\ (т) + O_2\ (г)$$

$$2KIO_4\ (т) = 2KIO_3\ (т) + O_2\ (г)$$

55. На основании значений ΔG°_{298} реакций определите, какой из ионов MnO_4^- или ReO_4^- может проявлять окислительные свойства в нейтральной среде:

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} = MnO_2\ (т) + 4OH^-$$

$$ReO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} = ReO_2\ (т) + 4OH^-$$

4.3. Термохимические расчеты

Студенты должны **уметь:**

- производить вычисления изменений термодинамических функций состояния ($\Delta H, \Delta S, \Delta G$) в ходе химической реакции;
- определять экзо- и эндотермический характер реакции по величине ΔH;
- понимать влияние прочности химических связей в реагентах и продуктах на тепловой эффект реакции;
- анализировать характер изменений неупорядоченности состояния реакционной системы по величине ΔS;
- прогнозировать принципиальную возможность самопроизвольного протекания реакции по величине ΔG.

Образцы термохимических расчетов приведены в [2, глава 4, примеры 1-12].

Пример 1. Расположите оксиды металлов (MeO) CaO, CuO, ZnO, FeO в порядке уменьшения их окислительной активности в реакции

$$MeO\ (к) + Ca\ (к) = Me\ (к) + CaO\ (к).$$

Решение.

Воспользуемся наиболее простым способом расчета ΔG°_{298} реакций по энергиям Гиббса образования участников реакции (табл. 2 Приложения)

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta G^{\circ}_{298}(Me) + \Delta G^{\circ}_{298}(CaO) - \Delta G^{\circ}_{298}(MeO) - \Delta G^{\circ}_{298}(Ca).$$

Поскольку энергии Гиббса образования простых веществ равны нулю, получим:

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta G^{\circ}_{298}(CaO) - \Delta G^{\circ}_{298}(MeO).$$

Подставим конкретные значения

1) Для реакции CuO + Ca = Cu + CaO

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -604{,}2 - (-129{,}7) = -474{,}5\ кДж.$$

2) Для реакции ZnO + Ca = Zn + CaO

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -604{,}2 - (-319{,}0) = -285{,}2\ кДж.$$

3) Для реакции FeO + Ca = Fe + CaO

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -604{,}2 - (-239{,}3) = -364{,}9 \text{ кДж}.$$

Наиболее вероятна реакция, для которой величина ΔG°_{298} более отрицательная. Наиболее вероятна реакция (1), менее вероятна (3) и наименее вероятна (2). Поэтому оксиды следует расположить в порядке уменьшения их окислительной активности следующим образом: CuO; FeO; ZnO; CaO. На последнем месте стоит CaO, так как для каждой из реакций $\Delta G^{\circ}_{298} < 0$, т. е. CaO не может окислять ни один из данных металлов.

Пример 2. Какое количество теплоты выделится при кислородном обжиге сульфида меди(I) массой 1,00 кг, если при этом образуется медь и оксид серы(IV)?

Решение.

Уравнение реакции

$$Cu_2S\ (к) + O_2\ (г) = 2Cu\ (к) + SO_2\ (г)$$

Рассчитаем тепловой эффект реакции, который при изобарно-изотермических условиях равен изменению энтальпии реакции:

$$\Delta H^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298}(SO_2) - \Delta H^{\circ}_{298}(Cu_2S)$$

$$\Delta H^{\circ}_{298} = -296{,}9 - (-82{,}0) = -214{,}9 \text{ кДж}.$$

Такое количество теплоты выделится при обжиге 1 моль Cu_2S, т.е. 159,1 г. В 1,00 кг Cu_2S содержится $n = 1000/159{,}1 = 6{,}29$ моль, следовательно, количество выделившейся теплоты равно

$$\Delta H^{\circ}_{n} = \Delta H^{\circ}_{298} \cdot n = -214{,}9 \cdot 6{,}29 = -1359 \text{ кДж}.$$

4.4. Решение задач в аудитории

Глава 4, № 1, 5, 8, 12, 18, 21, 24, 32, 37, 40, 41 (вариант а) [2].

4.5. Домашние задания

Варианты заданий по [2]:

Глава 4, № 2, 32, 36, 37, 39, 40, 41 (варианты б, в, г, д, е).

ТЕМА 5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

5.1. Состояние равновесия. Смещение равновесия

Большинство химических процессов являются обратимыми, т.е. одновременно с прямой реакцией веществ A и B происходит обратная реакция между веществами C и D:

$$\nu_A A + \nu_B B + ... \rightleftarrows \nu_C C + \nu_D D,$$

где $\nu_A, \nu_B, \nu_C, \nu_D$ – стехиометрические коэффициенты.

Любая система стремится к наиболее выгодному энергетически состоянию – равновесному состоянию, отвечающему минимальной энергии. Состоянию химического равновесия отвечает равенство: $\Delta G = 0$ (термодинамическая интерпретация понятия химического равновесия).

С точки зрения кинетических представлений в системе обратимых реакций наступает момент, когда скорости прямого и обратного процессов выравниваются:

$$\upsilon_{прям} = \upsilon_{обрат}.$$

Этим равенством выражается кинетический подход к понятию химического равновесия.

Такое состояние реакционной системы, которое отвечает ее минимальной энергии и характеризуется равенством скоростей прямой и обратной реакцией, называется состоянием химического равновесия. Реакционную смесь в состоянии равновесия называют равновесной смесью, а концентрации веществ в равновесной смеси – равновесными концентрациями.

В момент равновесия все видимые изменения в системе прекращаются, однако это не означает, что химические реакции (прямая и обратная) «останавливаются». Напротив, равновесие системы имеет динамический характер, поскольку в ней протекает двусторонняя реакция: в единицу времени количества прореагировавших начальных веществ равны количествам прореагировавших друг и другом продуктов прямой реакции. Другими словами, равновесные концентрации всех веществ, участвующих в реакции, остаются постоянными.

Обратимый характер химических взаимодействий – явление, крайне невыгодное для практической химии. Действительно, полезной реакцией, т.е. реакцией, приводящей к образованию ценного, полезного продукта, является только одна из двух противоположно направленных реакций. Протекание второй реакции в условиях крупнотоннажного химического производства приводит к увеличению производственных затрат и стоимости получаемого продукта. Сместить химическое равновесие – это значит изменением внешних условий добиться преимущественного протекания прямой или обратной реакции.

После изучения данного раздела студентам следует **знать** важнейшие понятия:

- динамическое равновесие;
- константа химического равновесия;
- взаимосвязь константы равновесия и энергии Гиббса;
- влияние на константу равновесия температуры;
- принцип Ле Шателье;
- влияние концентрации реагентов, температуры и давления на состояние равновесия.

5.2. Вопросы для самоконтроля

1. Что понимают под скоростью гомогенной и гетерогенной химических реакций?
2. От каких основных факторов зависит величина скорости реакции?
3. Как зависит скорость реакции от температуры?
4. Что такое кинетическое уравнение?

5. Что понимается под обратимостью химических реакций?
6. В чем заключается динамический характер химического равновесия?
7. Как составить выражение для константы химического равновесия?
8. Как можно прогнозировать направление смещения химического равновесия при изменении условий проведения реакции (температуры, давления, концентраций веществ)?
9. Сформулируйте принцип Ле Шателье.

5.3. Расчет константы равновесия и равновесного состава

Студенты должны **уметь:**

- записывать кинетические уравнения прямой и обратной реакций;
- записывать выражения для константы равновесия для гомогенной и гетерогенной систем;
- вычислять значение константы равновесия по значениям равновесных концентраций реагентов;
- рассчитывать равновесные концентрации веществ (реагентов и продуктов) по начальным концентрациям реагентов при известном значении K_C (и наоборот);
- вычислять уменьшение концентраций реагентов и увеличение концентрации продуктов в соответствии со стехиометрией реакции;
- рассчитывать равновесный выход продукта;
- использовать принцип Ле Шателье для определения условий смещения химического равновесия в сторону выхода продукта реакции;
- по величине K_C оценивать глубину протекания процесса в данном направлении;
- рассчитывать температуру равновесного состояния системы.

Образцы расчетов приведены в [2, глава 5, примеры 1-7, с. 84-98].

5.4. Решение задач в аудитории

Глава 5, § 5.1; 5.2 № 1, 2, 6, 8, 10, 16, 25, 28, 30 [2].

5.5. Домашние задания

Глава 5 № 3, 5, 7, 11, 15, 21, 27, 29, 30 (по вариантам б, в, г, д, е) [2].

Контрольная работа по темам 4,5
Вариант 1

1. Определите энтальпию реакции $Fe_2O_3(к) + 2Al(к) = Al_2O_3(к) + Fe(к)$, если $\Delta H^0(Al_2O_3) = -1675{,}0$ кДж/моль и $\Delta H^0(Fe_2O_3) = -821$ кДж/моль.

1) –854 2) +854 3) –249 4) +249 (кДж)

2. При понижении температуры равновесие обратимой реакции

$$2CO \rightleftarrows CO_2 + C(к); \quad \Delta H^0 = -171 \text{ кДж}$$

1) смещается вправо 2) смещается влево 3) не смещается

3. Рассчитать тепловой эффект реакции: $C_{(k)}+H_2O_{(ж)}=CO_{(г)}+H_{2(г)}$,

если $\Delta H^0(H_2O)$ = -285,5 кДж/моль; $\Delta H^0(CO)$ = –110,5 кДж/моль.

1) –396 кДж 2) +175 кДж 3) –175 кДж 4) +396 кДж

4. По термодинамическим данным вычислите значение константы равновесия при стандартных условиях обратимой реакции

$$COCl_2(г) \rightleftarrows CO(г) + Cl_2(г) \quad (при\ 100\ °C):$$

1) $1{,}2 \cdot 10^{-9}$ 2) 1,2 3) $1{,}2 \cdot 10^{9}$ 4)

5. При стандартных условиях в неизолированной системе реакция

$$2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O(ж)$$

может протекать самопроизвольно ($\Delta G^0 < 0$). Возможно ли её протекание в изолированной системе?

1) Возможно 2) Невозможно 3) Возможно при использовании катализатора

Вариант 2

1. Вычислите температуру, при которой становится возможной реакция

$$CaCO_3(к) = CaO(к) + CO_2(г),$$

если её энтальпия ΔH^0 = 178 кДж, а энтропия ΔS^0 = 164,7 Дж/(моль·К).

1) 100 °C 2) 800 °C 3) 1500 °C 4) 1000 °C

2. Какой ответ является математическим выражением закона действующих масс для обратимой реакции: $MgCO_3(к) \rightleftarrows MgO(к) + CO_2(г)$?

1. $K = \frac{[MgO]\cdot[CO_2]}{[MgCO_3]}$ 2. $K = \frac{[MgCO_3]}{[MgO]\cdot[CO_2]}$ 3. $K = [CO_2]$ 4. $K = \frac{1}{[CO_2]}$

3. Начальная концентрация N_2O_4 составляет 0,08 моль/л, а константа равновесия его разложения $N_2O_4(г) \rightleftarrows 2NO_2(г)$ равна 0,16. Определить степень диссоциации N_2O_4.

1) 80% 2) 20% 3) 50% 4) 45%.

4. В какую сторону смещается равновесие обратимой реакции при повышении давления? $4HCl(г) + O_2 \rightleftarrows 2Cl_2(г) + 2H_2O(г)$

1) вправо 2) влево 3) не смещается

5. Вычислите константу равновесия обратимой реакции

$$N_2(г) + 3H_2(г) \rightleftarrows 2NH_3(г) \quad при\ 1000\ К.$$

1) $K = 1 \cdot 10^{-6}$ 2) $K = 1 \cdot 10^{6}$ 3) $K = 1 \cdot 10^{-3}$ 4) $1 \cdot 10^{3}$

Вариант 3

1. Не проводя расчётов, определите, как изменяется энтропия данной реакции и возможность ее протекания в изолированной системе

$$2NH_3(г) = N_2(г) + 3H_2(г)$$

1) $\Delta S^0 < 0$, возможно 2) $\Delta S^0 > 0$, возможно 3) $\Delta S^0 < 0$, невозможно

4) $\Delta S^0 > 0$, невозможно 5) реакция находится в состоянии равновесия

2. Определить знаки ΔH^0, ΔS^0 и ΔG^0 экзотермической реакции:

$$A(к) + B_2(ж) = AB_2(г)$$

1) $\Delta H^0 > 0$, $\Delta S^0 > 0$, $\Delta G^0 > 0$ 2) $\Delta H^0 > 0$, $\Delta S^0 > 0$, $\Delta G^0 < 0$

3) $\Delta H^0 < 0$, $\Delta S^0 < 0$, $\Delta G^0 < 0$ 4) $\Delta H^0 < 0$, $\Delta S^0 > 0$, $\Delta G^0 < 0$

3. Какой ответ является математическим выражением закона действующих масс для обратимой реакции:

$$3CuO(к) + 2NH_3(г) \rightleftarrows 3Cu(к) + N_2(г) + 3H_2O(г)\ ?$$

1. $K = \frac{[Cu]^3 \cdot [H_2O]^3 \cdot [N_2]}{[CuO]^3 \cdot [NH_3]^2}$ 2. $K = \frac{[Cu]^3}{[CuO]^3}$ 3. $K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2O]^3}$ 4. $K = \frac{[N_2] \cdot [H_2O]^3}{[NH_3]^2}$

4. Для реакции A + B = AB; ΔG^0 = -8 кДж.
Рассчитать константу равновесия.

1) $25{,}4 \cdot 10^{-2}$ 2) 25,4 3) 2,54 4) $25{,}4 \cdot 10^{+2}$

5. Определить энтальпию образования оксида магния, если на реакцию затрачено 224 л кислорода (н. у.) и при этом выделилось 12040 кДж тепла.

1) –1204 2) –2408 3) –602 4) –6020 (кДж/моль)

ТЕМЫ 6, 7. ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ ПРОТОЛИТОВ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

6.1. Типы растворов. Гомогенные и гетерогенные равновесия в растворах

По характеру взаимодействия растворенного вещества и растворителя растворы делятся на два типа:

- молекулярные растворы, или растворы неэлектролитов;
- ионные растворы или растворы электролитов.

Ионы появляются в растворе либо при электролитической диссоциации ионных соединений (сильные электролиты), либо образуются при взаимодействии полярного растворителя с веществами, имеющими полярные ковалентные химические связи (слабые электролиты).

Ионы принадлежат к химически активным частицам. В частности, появление кислотно-основных свойств у растворенных веществ вызвано необратимым или обратимым взаимодействием катионов или анионов с протонсодержащими молекулами растворителя (протонная теория).

Изучив по учебникам [1-7] вопрос об ионных равновесиях в растворах, студенты должны **знать:**

- по какому признаку электролиты делятся на сильные и слабые;
- количественные характеристики слабых электролитов;
- условия, при которых реакции в растворах электролитов (протолитов) необратимы;
- правила составления ионно-молекулярных уравнений реакций;
- гомогенные и гетерогенные ионные равновесия;
- кислотно-основные свойства соединений (молекул и ионов) в растворах.

6.2. Вопросы и упражнения для самоконтроля

1. На какие типы подразделяются растворы по характеру взаимодействия растворенного вещества с растворителем?
2. Какие вещества называются электролитами?
3. Почему растворы и расплавы электролитов являются проводниками электрического тока?
4. Какой процесс называется электролитической диссоциацией?

5. Каков механизм электролитической диссоциации ионных и полярно-ковалентных веществ?

6. Каково состояние сильных электролитов в растворе?

7. В чем особенности диссоциации слабых электролитов?

8. Какова связь между степенью и константой диссоциации слабого электролита?

9. Что такое ионное произведение растворителя? Чему равно ионное произведение воды при стандартных условиях?

10. Что такое pH?

11. Может ли в растворе концентрация H_3O^+ или OH^- равняться нулю? Почему?

12. Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов:

$$KNO_3, CuSO_4, NaOH, HCN, H_2S.$$

Укажите, в каких случаях процесс идет обратимо.

13. Какие реакции называются протолитическими?

14. Дайте определения кислоте и основанию с позиций теорий Аррениуса, Льюиса и Бренстеда-Лоури.

15. Укажите кислотно-основные сопряженные пары в водном растворе NH_4CN.

16. Укажите, какие вещества из перечисленных будут в водном растворе сильными основаниями:

$$NH_4OH, OH^-, NH_2^-, TlOH, N_2H_4.$$

17. Укажите, какие вещества из перечисленных будут в водном растворе сильными кислотами:

$$HCl, HCO_3^-, H_3O^+, [Cr(H_2O)_6]^{3+}.$$

18. Какие из перечисленных веществ не являются протолитами в водном растворе:

$$Cl^-, NO_3^-, Na^+, Ca^{2+}, Cr^{3+}, HCl, NaOH?$$

19. Константы диссоциации некоторых кислот элементов третьего периода периодической системы следующие:

	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
K_1	$2{,}2\cdot10^{-10}$	$7{,}5\cdot10^{-3}$	$1{,}0\cdot10^{3}$	∞
K_2	$1{,}6\cdot10^{-12}$	$6{,}3\cdot10^{-8}$	$1{,}2\cdot10^{-2}$	-

Какая прослеживается зависимость силы кислот от места элемента в периодической системе, заряда центрального иона и его и его размера (радиуса)? Предскажите константу диссоциации (константу кислотности) алюминиевой кислоты.

20. Составьте в общем виде уравнения протолиза в водном растворе слабой кислоты HA и слабого основания A. Какими величинами количественно характеризуются эти реакции?

21. Как вычислить константы основности K_o по известному значению константы кислотности K_k для кислотно-основной сопряженной пары?

22. Руководствуясь справочными данными (табл. 7 приложения [1]), расположите указанные протолиты в порядке увеличения их кислотной функции в водном растворе при 25 °С:

$$HBrO, HCN, H_2SO_4, H_3PO_4, H_2CO_3, H_2S.$$

23. Используя справочные данные (табл. 7 приложения [1]), расположите протолиты в порядке увеличения их основной функции по отношению к воде при 25 °С:

$$CO_3^{2-}, ClO^-, F^-, NO_2^-, OH^-, S^{2-}, PO_4^{3-}, NO_2^-.$$

24. Используя справочные данные, расположите указанные амфолиты в порядке увеличения их основной функции по отношению к воде при 25 °С:

$$HCO_3^-, HPO_4^{2-}, H_2PO_4^-, HS^-, HSO_3^-.$$

Какова будет последовательность этих ионов по увеличению кислотной функции?

25. Установите протолитические функции (кислотные, основные, свойства амфолита):

$$SO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows$$

$$Fe^{3+} \cdot H_2O + H_2O \rightleftarrows$$

$$HF_2^- + H_2O \rightleftarrows$$

26. Составьте уравнения протолитических реакций в водных растворах (уравнения гидролиза) следующих солей:

$$ZnBr_2, CsNO_2, Cr_2(SO_4)_3, Ca(ClO)_2, Al(NO_3)_3, Li_2SO_3, NaHS,$$

$$NaH_2PO_4, FeSO_4$$

Какие значения pH будут иметь эти растворы?

27. Покажите стрелками перенос протона в левой и правой частях уравнений следующих протолитических реакций:

$$H_2O + CH_3CoOH \rightleftarrows CH_3CoO^- + H_3O^+$$

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

Какую функцию выполняет каждая частица в этих реакциях? Составьте сопряженные пары кислота/основание для реакции.

28. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции:

$$Na_2S + FeSO_4 =$$

$$Na_2S + HCl =$$

$$CH_3COONa + HNO_3 =$$

$$Pb(NO_3)_2 + NaI =$$

$CaCO_3 + HCl =$

$CH_3COOH + NaOH =$

$Ca(OH)_2 + CO_2 =$

$CaCO_3 + CO_2 + H_2O =$

$(CuOH)_2CO_3 + HCl =$

$FeCl_3 + NH_4OH =$

$KHSO_3 + KOH =$

29. В каких из приведенных случаев (см. 28) реакции практически пойдут до конца?

30. Напишите выражения для константы протолиза (гидролиза) солей Fe^{2+} и Fe^{3+}. Какая зависимость существует между зарядом и размерами (радиусом) катиона и его способностью к протолизу (гидролизу)?

31. Напишите выражение для константы протолиза (гидролиза) анионов PO_4^{3-} и SiO_4^{4-}. Какая зависимость существует между зарядом и радиусом аниона и его склонностью к протолизу (гидролизу)?

32. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения протолиза (гидролиза) солей Na_2CO_3 и $CuCl_2$. В какую сторону будет смещаться равновесие этих реакций, если к первому раствору прибавить кислоту, а ко второму щелочь? Как влияет на степень протолиза (гидролиза) разбавление растворов?

33. Не прибегая к расчету, укажите соль, в растворе которой (при $T, C_B - const$) pH будет больше:

$$Cu(NO_3)_2, Pd(NO_3)_2, Ba(NO_3)_2.$$

34. Не прибегая к расчету, укажите, в растворе какой соли степень гидролиза (протолиза) будет больше:

$$FeCl_2, CoCl_2, NiCl_2.$$

35. Сформулируйте определение понятия «произведение растворимости».

36. Каковы условия образования и растворения осадков труднорастворимого электролита?

37. Напишите ионное уравнение реакции, протекающей при смешении водных растворов нитрата свинца(II) и сульфата калия и приведите выражение для произведения растворимости образовавшегося осадка.

38. В какой последовательности должны выпадать осадки, если к растворам, содержащим ионы Ca^{2+}, Ba^{2+}, Sr^{2+} постепенно приливать раствор Na_2SO_4?

6.3. Расчеты по ионно-молекулярным уравнениям реакций

Студенты должны **уметь:**

- составлять ионно-молекулярные уравнения реакций обмена;

- составлять уравнения протолитических реакций;
- рассчитывать молярность раствора, концентрацию ионов H_3O^+ и OH^- по значению pH и наоборот;
- рассчитывать степень и константы гидролиза (протолиза) солей и pH их растворов;
- вычислять растворимость вещества по заданному значению ПР и вычислять ПР по данным о растворимости;
- определять равновесную концентрацию аниона или катиона в насыщенном растворе труднорастворимого электролита;
- на основании расчета произведения концентраций ионов, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам и сравнения их с ПР, делать заключение о возможности образования осадков в реакциях обмена.

Образцы расчетов приведены в [2]: глава 7, с. 120-139, примеры 1-11; глава 8, с.140-142, примеры 1-4.

Пример 1. Растворимость сульфата кальция в воде равна 1,06 г/л. Какова растворимость этого соединения в 0,1 М растворе сульфата калия?

Решение.

Сульфат кальция – малорастворимое соединение, оно характеризуется произведением растворимости: ПР = $[Ca^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$. В насыщенном растворе чистого сульфата кальция $[Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}]$ = 1,06/136 = 0,0078 моль/л, так как $M(CaSO_4)$ = 136 г/моль. Следовательно, ПР = $6{,}07\cdot10^{-5}$.

В растворе смеси сульфатов калия и кальция $[Ca^{2+}] \neq [SO_4^{2-}]$. Значение $[Ca^{2+}]$ соответствует растворенному сульфату кальция, а значение $[SO_4^{2-}]$ равно сумме концентраций сульфат-ионов, образованных в результате растворения как сульфата калия, так и сульфата кальция. При малой растворимости $CaSO_4$ можно считать, что $[SO_4^{2-}] = C(K_2SO_4)$ = 0,1 моль/л. Следовательно, $[Ca^{2+}]$ = ПР/$[SO_4^{2-}]$ = $6{,}07\cdot10^{-5}/0{,}1 = 6{,}07\cdot10^{-4}$, а растворимость $CaSO_4$ равна $8{,}25\cdot10^{-2}$ г/л. Введение в раствор одноименного иона понижает растворимость солей.

6.4. Решение задач в аудитории

Водные растворы протолитов (глава 7, с. 120) [2]

§7.1 № 8, 9, 12, 13, 15, 17, 19, 21, 22 (вариант а);

§7.2 № 25, 29, 32, 40, 52 (вариант а);

§7.3 № 65 (вариант а).

Произведение растворимости. Условие выпадения осадка (глава 8, с. 140) [2]

№ 1, 5, 7, 10, 11, 12, 18, 21 (вариант а).

6.5. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий (а, б, в, г, д, е) по [2]:

глава 7, с. 120: §7.1 № 8, 10, 13, 16, 18, 20, 21
§7.2 № 24, 31, 32, 40, 62
§7.3 № 65

глава 8, с. 140: № 1, 5, 8, 9, 11, 13, 17, 22.

Контрольная работа по темам 6,7

Вариант 1

1. Чему равна молярная концентрация H^+-ионов в растворе, если концентрация OH^-- ионов равна $4\cdot10^{-10}$ моль/л?

2. Какое утверждение относится к протолитической теории кислот и оснований: основания – это вещества...

1) ...способные отдавать электроны 2) ...доноры электронов
3) ...акцепторы протонов 4) …доноры протонов

3. По какой формуле можно рассчитать произведение растворимости йодида серебра?

1) $[Ag^+][I^-]$ 2) $\frac{[Ag^+][I^-]}{[AgI]}$ **3)** $\sqrt{Kc/C}$ 4) $-\lg[Ag^+]$

4. Константа диссоциации фтороводородной кислоты HF = $7{,}4\cdot10^{-4}$. Чему равна степень ее диссоциации в 0,3 М растворе?

1) 0,1 2) 0,0025,
3) $2{,}5\cdot10^{6}$ 4) 0,049

Вариант 2

1. Чему равна константа диссоциации уксусной кислоты CH_3COOH, если степень ее диссоциации в 0,1 М раствора равна 1,32 %?

1) 0,00132 2) 0,0132
3) $1{,}74\cdot10^{-5}$ 4) эта кислота не диссоциирует

2.Можно ли по протонной теории в разряд оснований внести ионы CO_3^{2-}, PO_4^{3-}?

1) да, 2) нет 3) в составе оснований, 4) в составе солей.

3. Определить произведение растворимости Ag_2CrO_4, если известно, что в насыщенном растворе хромата серебра (Ag_2CrO_4) молярная концентрация ионов металла равна $2{,}10^{-4}$ М.

4. Чему равен водородный показатель pH 0,05 М раствора основания $Me(OH)_2$, если степень диссоциации растворённого вещества равна 10 %?

Вариант 3

1. Чему равен гидроксильный показатель pOH раствора серной кислоты, если водородный показатель этого раствора pH равен 2,3?

2. Константа диссоциации азотистой кислоты HNO_2 = $5\cdot10^{4}$. Чему равна степень ее диссоциации в 0,05 М растворе?

1) 0,1 2) 0,0025
3) $2{,}5\cdot10^{-6}$ 4) Не диссоциирует

3. Чему равна концентрация ионов водорода в растворе соляной кислоты, если pH раствора равен 3,4?

4. Закончить фразу: в теории кислот и оснований Бренстеда при кислотно-основном взаимодействии происходит...

1) переход протонов от кислоты к основанию
2) переход протонов от основания к кислоте
3) переход электронов от кислоты к основанию

ТЕМА 8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

8.1. Окислительно-восстановительные процессы

Окислительно-восстановительными называют реакции, в которых изменяются степени окисления элементов.

Под ***степенью окисления*** понимают условный заряд элемента, вычисленный, исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов. В простых веществах степень окисления элемента всегда равна нулю. В сложных соединениях степень окисления можно рассчитать, зная формулу соединения и учитывая, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю.

Окислением называется отдача электронов, сопровождающаяся повышением степени окисления элемента. ***Восстановление*** – это присоединение электронов, сопровождающееся понижением степени окисления элемента. Вещество, в состав которого входит окисляющийся элемент, называют ***восстановителем***, а вещество, содержащее восстанавливающийся элемент – ***окислителем***. Атомы окислителя имеют свободные орбитали, на которые они принимают электроны.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций используют два метода: ***метод электронного баланса*** и ***метод ионно-электронного баланса (полуреакций)***.

При использовании метода ***электронного баланса*** определяют степень окисления элементов в молекулах и ионах исходных веществ и продуктов реакции, затем записывают уравнения процессов окисления и восстановления. После этого составляют электронный баланс, в котором подбирают коэффициенты, чтобы число электронов, отданных всеми частицами восстановителей, равнялось числу электронов, присоединенных всеми частицами окислителей в данной реакции. Например, для реакции:

$$\overset{+7}{KMnO_4} + \overset{+4}{Na_2SO_3} + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{MnSO_4} + \overset{+6}{Na_2SO_4} + K_2SO_4 + H_2O$$

составляют ***схему электронного баланса***:

$Mn^{+7} + 5e^- = Mn^{+2}$	2	восстановление, окислитель;
$S^{+4} - 2e^- = S^{+6}$	5	окисление, восстановитель.

Коэффициенты электронного баланса проставляют в правой и левой частях уравнения перед молекулами, содержащими атомы окислителя и восстановителя. Затем уравнивают число катионов и анионов, атомы которых не изменили свои степени окисления, и определяют коэффициенты перед средой. В результате уравнение реакции принимает следующий вид:

$$2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

В методе ***ионно-электронного баланса*** при составлении полуреакций записывают вещества в реальной форме их существования в растворе (в виде простых или сложных ионов, атомов или молекул). Полуреакции точнее отражают истинные изменения состава веществ и учитывают изменение водородного показателя.

Ионно-электронные схемы составляются различно в зависимости от реакции среды. В *среде сильных кислот,* если нужно отнять у соединения атом кислорода, его связывают с помощью ионов водорода в молекулу воды:

$$ЭOn + 2H^+ \rightarrow ЭOn^{-1} + H_2O.$$

Если нужно добавить атом кислорода, используют молекулу H_2O, при этом освобождаются два иона H^+:

$$ЭOn + H_2O \rightarrow ЭOn^{+1} + 2H^+.$$

В *среде сильных оснований* при необходимости отнять у соединения атом кислорода добавляют молекулу воды, при этом освобождаются гидроксид-ионы:

$$ЭOn + H_2O \rightarrow ЭOn^{-1} + 2OH^-.$$

Если нужно добавить атом кислорода, используют гидроксид-ионы с образованием молекулы воды:

$$ЭOn + 2OH^- \rightarrow ЭOn^{+1} + H_2O.$$

В *нейтральной среде,* если нужно отнять кислород, добавляют молекулу воды и получают гидроксид-ионы:

$$ЭOn + H_2O \rightarrow ЭOn–1 + 2OH^-.$$

Например, в реакции:

$$H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4 + \mathbf{...}$$

при окислении атомов мышьяка ион AsO_3^{3-} превращается в ион AsO_4^{3-}, а при восстановлении атомов марганца ион MnO_4^- превращается в ион Mn^{2+}.

При этом ионно-электронная схема принимает вид:

$$\begin{array}{l|c|} AsO_3^{3-} + H_2O - 2e^- = AsO_4^{3-} + 2H^+ & 5 \\ MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O & 2 \end{array}$$

Число принятых или отданных электронов рассчитывают из условия равенства суммы зарядов частиц в левой и правой частях каждой полуреакции. Далее после умножения полуреакций на соответствующие коэффициенты их объединяют путем сложения и получают ионно-молекулярное уравнение:

$$5AsO_3^{3-} + 2MnO_4^- + 6H^+ = 5AsO_4^{3-} + 2Mn^{2+} + 3H_2O.$$

В итоге на его основе составляют общее уравнение в молекулярной форме:

$$5H_3AsO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5H_3AsO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

Количественной характеристикой окислительно-восстанови-тельной способности веществ служат их ***электродные*** (***окислительно-восстановительные***) ***потенциалы***. Их *стандартные величины (***φ°**, или E°), измеренные при 25 ºС в растворах с активностями (концентрациями) всех компонентов полуреакций, равными 1, приводятся в справочной литературе (см. табл.).

Направление окислительно-восстановительной реакции определяют путем сравнения электродных потенциалов окислителя и восстановителя. Реакция протекает в том направлении, в котором выполняется условие:

$$\varphi^\circ_{\text{окислителя}} > \varphi^\circ_{\text{восстановителя}}.$$

Эквивалентом в окислительно-восстановительной реакции является та часть молекулярной массы окислителя или восстановителя, которая теряет или приобретает один электрон. Один и тот же окислитель или восстановитель может характеризоваться несколькими значениями эквивалентов в зависимости от партнера и условий протекания данной реакции. Так, в реакции восстановления перманганата калия в кислой среде:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$$

молярная масса эквивалентов равна:

$$M_{экв} = \frac{M}{5} = \frac{158}{5} = 31{,}6 \text{ г/моль}.$$

Изучив по учебникам вопрос об окислительно-восстановительных реакциях, студенты должны **знать:**

- какие реакции являются окислительно-восстановительными (ОВР), типы ОВР;
- понятия «степень окисления», «окислитель», «восстановитель», «электродный (окислительно-восстановительный) потенциал»;
- правила составления уравнений ОВР методами электронного и электронно-ионного балансов;
- как определить направление протекания ОВР гомогенные;
- как определить состав продуктов ОВР;
- влияние среды на протекание ОВР.

8.2. Вопросы для самоконтроля

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Какие вещества являются окислителями, а какие – восстановителями?
3. Типы ОВР, по каким признакам они отличаются?
4. Что такое электродный потенциал, как он определяется?
5. От каких факторов зависит направление протекания ОВР?
6. Порядок составления уравнений ОВР методом электронного баланса.
7. Порядок составления уравнений ОВР методом электронно-ионного баланса.

8.3. Расчеты по уравнениям ОВР

Студенты должны **уметь:**

- составлять уравнения ОВР методами электронного и электронно-ионного балансов;
- определять и рассчитывать количественный состав продуктов ОВР;
- рассчитывать направление протекания ОВР;
- вычислять молярные массы эквивалентов веществ, участвующих в ОВР;

Образцы расчетов приведены в [2]: глава 3, с. 46-52, 57-60, примеры 5, 6, 8.

Пример 1.

Определите эквивалентное количество окислителя (моль) в реакции между перманганатом калия и иодидом калия в среде серной кислоты, если в реакцию вступило 0,075 моль иодида калия. Рассчитайте также формульное количество образовавшегося иода (моль).

Решение.

$2KMnO_4 + 8H_2SO_4 + 10KI = 2MnSO_4 + 5I_2 + 8H_2O + 6K_2SO_4$

(A) (B) (C)

$2\ MnO_4^- + 16H^+ + 10I^- = 2Mn^{2+} + 5I_2 + 8H_2O$

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$

$2I^- - 2e^- = I_2$

$n_{egA} = n_{egB} = z_B n_B = 1\ 0{,}075 = 0{,}075$ моль,

$n_C = n_{egC}/z_C = n_{egB}/z_C = z_B n_B/z_C = 1\ 0{,}075/2 = 0{,}038$ моль.

8.4. Решение задач в аудитории

Окислительно-восстановительные реакции (глава 2, с. 30, глава 3, с. 46-52, 57-60) [2]

§2.2. № 8, 9,10,11, 12, 13, 14 (вариант а);

§3.1 № 31, 32, 38, 41, 43, 49,54,70;

§3.2 № 109-111, 112-114, 117-120, 131-132, 133-134(вариант а).

8.5. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий по [2]:

глава 2, с. 30: §2.2 № 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14 (варианты а, б, в, г, д, е);

глава 3, с. 46: № 29, 37, 40, 47, 50, 53,74;

глава 3, с.57: № 109-111, 112-114, 117-120, 131-132, 133-134 (варианты а, б, в, г, д, е);

ТЕМА 9. КООРДИНАЦИОННЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

9.1. Состав, строение и свойства координационных соединений

Образование и свойства комплексов металлов зависят от многих факторов: типа металлов, лиганда, растворителя, физико-химических условий.

Комплексы – это молекулы (ионы) с единой электронной оболочкой и многие их свойства обусловлены конкретной комбинацией металлов и лигандов. Эти свойства нельзя предсказать исходя из свойств только металлов или лигандов. При комплексообразовании изменяются как свойства лиганда, так и комплексообразователя. Координированные лиганды и комплексообразователь невозможно определить при помощи химических реакций, характерных для них в свободном состоянии. ***Квантово-химические методы*** позволили создать количественные модели свойств координационных соединений.

Строение и свойства координационных соединений рассматриваются на основе представлений метода валентных связей (МВС), теории кристаллического поля (ТПК) и теории поля лигандов (ТПЛ).

В основу МВС легли представления о донорно-акцепторной (ковалентной) связи. Согласно МВС каждый лиганд, являясь донором электронов, размещает свои электронные пары на свободных орбиталях центрального атома (иона) металла, которые направлены к вершинам полиэдра (октаэдра или тетраэдра).

ТКП рассматривает распределение в пространстве d- (или f-) орбиталей центрального иона и учитывает электростатическое отталкивание этих несущих электроны орбиталей от лигандов. Размер и электронное строение лигандов в ТКП не принимаются во внимание. Ковалентные силы не учитываются.

ТПЛ является полуэмпирическим методом, который отличается от чисто теоретического метода МО использованием экспериментальных данных для градуировки ряда расчетных параметров. ТПЛ принимает, что образование комплексных соединений, сопровождающееся снятием выражения с d-орбиталей центрального иона, происходит не только за счет электростатических сил, но главным образом, за счет ковалентных взаимодействий.

Прочность связи коррелирует с энергией стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП) – выигрышем в энергии за счет заполнения низких по энергии d-уровней относительно нерасщепленных d-орбиталей.

Магнитные свойства зависят от числа неспаренных электронов. Для комплексов 3d-элементов магнитный момент близок к вычисленному по формуле

$$M_{эфф.} = \sqrt{n(n+2)},$$

где n – число неспаренных электронов; $M_{эфф.}$ выражается в магнетонах Бора.

При отсутствии неспаренных электронов комплекс диамагнитен.

Инертность и лабильность комплексов может быть обоснована с позиций ТКП. Наибольшей лабильностью обладают комплексы с конфигурацией центрального иона d^4 и d^9 (комплексы с искаженными структурами за счет эффекта Яна-Теллера), т. е. комплексы Cr^{2+} и Cu^{2+}. Октаэдрические комплексы с конфигурацией $d^3(Cr^{3+})$ и низкоспиновые комплексы с конфигурацией d^6 (Co^{3+}, Fe^{2+}) (комплексы с правильными неискаженными структурами) являются инертными.

Сила поля лигандов влияет на ***цвет*** координационного соединения. Исходя из ТКП, можно объяснить ***способность координационных соединений к***

восстановлению или окислению. При растворении в воде координационных соединений
с внешнесферными ионами (сильные электролиты) происходит их полная электролитическая диссоциация на внешнесферные и комплексные ионы, например:

$$[Cu(NH_3)_4]SO_4 \leftrightarrows [Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}.$$

Комплексные ионы принадлежат к категории ***слабых электролитов*** (для водных растворов) и подвергаются сольволитической диссоциации постепенно, ступенчато замещая свои лиганды на молекулы воды:

$$[Cu(NH_3)_4]^{2+} + H_2O \leftrightarrows [Cu(H_2O)(NH_3)_3]^{2+} + NH_3;$$

$$[Cu(H_2O)(NH_3)_3]^{2+} + H_2O \leftrightarrows [Cu(H_2O)_2(NH_3)_2]^{2+} + NH_3.$$

Количественно устойчивость комплексов в растворе характеризуют константами диссоциации или константами образования.

На устойчивость комплексов в растворах влияет много факторов (природа растворителя, центрального атома и лиганда, взаимные влияния лигандов).

Смещение равновесия электролитической диссоциации в растворе, содержащем комплексные ионы, определяется теми же правилами, что и в случае слабых электролитов, а именно: равновесие смещается в направлении связывания комплексообразователя и лиганда. Для разрушения комплекса необходимо, чтобы концентрация центрального иона в растворе была больше той, которая соответствует образованию более прочного комплекса или малорастворимого соединения.

Кислотно-основные свойства комплексов в растворах рассматриваются в соответствии с протонной теорией Брендстеда и Лоури. Кислота – протонсодержащий комплекс, передающий протон растворителю. С термодинамической точки зрения состояние комплекса характеризуется терминами *устойчивый* (стабильный) и *неустойчивый* (нестабильный), с кинетической – терминами *инертный* и *лабильный*. ***Инертность*** и ***лабильность*** характеризуют скорость, с которой комплексы, подвергаясь превращениям, переходят в равновесное состояние.

Устойчивость и инертность комплексов могут совпадать, а могут и не совпадать, поэтому на основании термодинамической устойчивости нельзя судить о кинетической лабильности.

Транс-влияние лиганда состоит в том, что он изменяет лабильность связи иона металла с транс-расположенным лигандом.

В ряду транс-влияния каждый из лигандов обладает большим транс-влиянием, чем последующие:

$C_2H_4 > CO \sim CN^- \sim C_2H_4 > R_2S > SC(NH_2)_2 > NO_2^- > I^- > Br^- > Cl^- > > F^- > OH^- > RNH_2 > NH_3 > H_2O$.

Различия во взаимном расположении составных частей комплексных соединений определяют их **изомерию**.

Гидратная (сольватная) изомерия связана с разным распределением молекул воды (или другого растворителя) между внешней и внутренней сферами комплекса:

Ионизационная (ионная) изомерия – разное распределение ионов между внутренней и внешней сферами координационного соединения:

Координационная изомерия связана с перераспределением лигандов между двумя внутренними сферами в соединениях с комплексными катионом и анионом.

Геометрическая (пространственная) изомерия связана с различным взаимным расположением лигандов в комплексах, содержащих не менее двух химически различных лигандов.

Изомерия связи определяется тем, что амбидентатные лиганды (например, SCN^-, CN^-, NO_2^-) имеют несколько донорных атомов и может координироваться с комплексообразователем разными способами.

Структурными изомерами называют такие комплексные частицы, в которых, при одинаковых лигандах наблюдается разная конфигурация координационной сферы за счет эффекта Яна-Теллера.

Оптические изомеры представляют собой зеркальное отображение друг друга.

Координационная полимерия. Координационные полимеры имеют одинаковый элементный состав, но различаются не только распределением лигандов между катионом и анионом, но и величиной молекулярной массы.

Изомерия координационного положения. Этот вид изомерии характерен, например, для биядерного мостикового комплекса состава $[(H_2O)(H_3N)_4Co(NH_2)Co(NH_3)_4(H_2O)]Cl_5$, будучи обусловлен симметричным или несимметричным расположением молекул воды около центральных атомов кобальта: $[(H_2O)_2(NH_3)_3CoNH_2Co(NH_3)_5]Cl_5$. В этом соединении обе молекулы воды координированы только одним атомом кобальта.

Конформационная изомерия. Конформационная изомерия возникает, когда возможно изменение формы координационного полиэдра.

Изучив по учебникам [1-7] координационные соединения, студенты должны **знать:**

- какие соединения относятся с координационным;
- основные положения координационной теории А. Вернера;
- типы и устойчивость координационных соединений;
- реакции комплексных соединений;
- типы изомерии координационных соединений;
- теории химической связи в комплексах (МВС, ТКП, ТПЛ).

9.2. Вопросы для самоконтроля

1. Дайте определение координационным соединениям.
2. Типы координационных соединений, чем они определяются.
3. Номенклатура комплексов.
4. Поведение комплексов в растворах.

5. Реакционная способность координационных соединений.
6. Виды изомерии комплексов.
7. Строение координационных соединений: метод валентных связей, теория кристаллического поля, теория поля лигандов.

9.3. Расчеты и упражнения по теме

Студенты должны **уметь:**

- составлять формулы комплексов;
- определять степень окисления центрального атома в координационных соединениях;
- составлять уравнения реакций с участием комплексов;
- составлять уравнения диссоциации комплексов в водных растворах и вычислять константы;
- рассматривать строение веществ на основе квантово-химических теорий;
- определять типы изомерии соединений и составлять формулы изомеров.

Образцы расчетов приведены в [2]: глава 11, с. 174-176, 181-187, примеры 1-4; с. 207-210, примеры 5, 6.

Пример [2, с. 175].

Составьте названия координационных соединений:

$[Cr(H_2O)_4(OH)_2]$ – дигидроксотетрааквахром

$H_3O[AuCl_4]$ – тетрахлороаурат(III)оксония

9.4. Решение задач в аудитории

Координационные соединения (глава 11, с. 176-180, с. 193-199, 209-210) [2]

§11.1. № 6-14 (вариант а);

§11.2. № 15, 17, 19, 23, 31, 38 (вариант а); 26, 44;

§11.3. № 48-55 (вариант а).

9.5. Индивидуальные домашние задания

Варианты заданий по [2]:

глава 11, с.176: §11.1. № 6-14 (варианты а, б, в, г, д, е);

глава 11, с.193: № 15, 17, 19, 23, 31, 38 (варианты а, б, в, г, д, е); 27, 28, 45;

глава 11, с. 209: № 48-55 (варианты а, б, в, г, д, е).

Контрольная работа по темам 8, 9

Вариант 1

1. Определите тип окислительно-восстановительной реакции

$$H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

1) межмолекулярная 2) внутримолекулярная

3) диспропорционирование 4) конпропорционирование

2. Уравняйте реакцию. В ответе укажите сумму всех коэффициентов у продуктов реакции:

$$FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$$

3. Какие процессы идут на катоде и инертном аноде при электролизе раствора нитрата калия?

1) **К:** $KNO_3 = K^+ + NO_3^-$
А: $K^+ + NO_3^- = KNO_3$

2) **К:** $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$
А: $NO_3^- - e^- = NO + O_2$

3) **К:** $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$
А: $2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$

4) **К:** $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$
А: $2NO_3^- - 2e^- = 2NO_2 + O_2$

4. Используя представления ТКП, укажите причину различий в магнитных свойствах следующих пар комплексов:
   1) парамагнитный $[NiCl_4]^{2-}$ и диамагнитный $[Pt(CN)_4]^{2-}$;
   2) диамагнитный $[Fe(CN)_6]^{4-}$ и парамагнитный $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$;
   3) диамагнитный $[Co(H_2O)_6]^{3+}$ и парамагнитный $[CoF_6]^{3-}$;
   4) парамагнитный $[Ni(H_2O)_6]^{3+}$ и диамагнитный $[Ni(CN)_4]^{2-}$.
5. Составьте уравнения протолитических реакций в водном растворе для комплексов, проявляющих основные свойства
   а) $[Cr(Py)_2(H_2O)_3(OH)]^{2+}$;
   б) $[Co(NH_3)_3(OH)]^{2+}$;
   в) $Rh(NH_3)_5NH_2]^{2+}$;
   г) $[Pt(NH_3)_4ClNH_2]^{2+;}$
   д) $[Pt(NH_3)_5(OH)]^{3+}$.
6. Как связан магнитный момент комплексов с электронной конфигурацией центрального атома?

Вариант 2

1. Определите тип окислительно-восстановительной реакции

$$Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$$

1) Внутримолекулярная
2) Межмолекулярная
3) Диспропорционирование
4) Конпропорционирование

2. Уравняйте реакцию. В ответе укажите сумму всех коэффициентов у исходных веществ:

$$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

3. Какие процессы идут на катоде и растворимом аноде при электролизе раствора сульфата железа(II)?

1) К: $Fe^{2+} + 2e^- = Fe$
А: $Fe - 2e^- = Fe^{2+}$

2) **К:** $Fe^{2+} + 2e^- = Fe$
А: $2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$

3) К: $Fe^{3+} + 3e^- = Fe$
А: $Fe - 3e^- = Fe^{3+}$

4) **К:** $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$
А: $2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$

4. Составьте уравнения протолитических реакций в водном растворе для комплексов, проявляющих кислотные свойства
   а) $[Co(H_2O)(NH_3)_5]^{3+}$;
   б) $[Cr(H_2O)_5CI]^{2+}$;

в) $[Cr(Py)_2(H_2O)_4]^{3+}$;
г) $[Co(H_2O)(NH_3)_4(NO_2)]^{2+}$;
д) $[Pt(H_2O)_2(NH_3$

5. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций образования аммиакатов кобальта(III), протекающих в водном растворе

а) $[Co(NH_3)_6]Cl_2 + NH_4Cl + O_2(г) =$
б) $[Co(NH_3)_6](NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O_2 =$
в) $[Co(H_2O)_6]Cl_2 + NH_4Cl + NH_3{\cdot}H_2O + O_2(г) =$
г) $[Co(H_2O)_6]Cl_2 + NH_4Cl + NH_3{\cdot}H_2O + PbO_2(т) =$

6. Назовите типы изомерии координационных соединений.

Вариант 3

1. К какому типу относится окислительно-восстановительная реакция:

$$Se + KOH \rightarrow K_2SeO_3 + K_2Se + H_2O$$

1) Внутримолекулярная 2) Межмолекулярная
3) Диспропорционирования 4) Конпропорционирования

2. Уравняйте реакцию. В ответе укажите сумму всех коэффициентов у исходных веществ (реагентов):

$$H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

3. Какие процессы идут на катоде и инертном аноде при электролизе расплава хлорида калия?

1) **К:** $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$
А: $2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$

2) **К:** $K - e^- = K^+$
А: $Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$

3) **К:** $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$
А: $2Cl^- - 2e^- = Cl_2$

4) **К:** $K + e^- = K^-$
А: $2Cl^- - 2e^- = Cl_2$

4.Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения в реакциях обмена

а) $[Cd(NH_3)_4]SO_4 + BaCl_2 =$
б) $K_4[Fe(CN)_6] + FeCl_3 =$
в) $K_3[Fe(CN)_6] + FeCl_2 =$
г) $[Pt(NH_3)_2(H_2O)Cl_3]Cl + AgNO_3 =$

5. Как связан магнитный момент комплексов с силой поля лигандов?

6. Как объяснить окрашивание координационных соединений переходных металлов? Какой из приведенных комплексов имеет окраску?

а) $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$;
б) $[Cu(NH_3)_2]^{+}$;
в) $[Cd(CN)_6]^{4-}$;
г) $[Cr(NCS)_6]^{3-}$.

Список рекомендуемой литературы

1 Основная литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник. – Санкт-Петербург: Лань, 2018. – 744 с.

2. Лидин, Р. А. Задачи по общей и неорганической химии / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; под ред. Р. А. Лидина. – Москва: Гуманитар. издат. центр ВЛАДОС, 2004. – 383 с.
Режим доступа: http://e.lanbook.com/book/107904. – Загл. с экрана. (27.10.2018)

3. Егоров, В. В. Общая химия. – Санкт-Петербург : Лань, 2018. – 192 с.
Режим доступа: http://e.lanbook.com/book/102216. – Загл. с экрана. (27.10.2018)

2 Дополнительная литература

1. Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии [Текст]: учебное пособие для студентов университетов, химико-технологических и педагогических специальностей вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. – Санкт-Петербург : Лань, 2014. – 368 с.
Доступна электронная версия:
http://e.lanbook.cQm/boQks/element.php?pll_id=50685

2. Грибанова, О. В. Общая и неорганическая химия: опорные конспекты, контрольные и тестовые задания: пособие [Электронный ресурс]. – Ростов-на-Дону: Издательство «Феникс», 2014. – 191 с.
Режим доступа: http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=271508. – Загл. с экрана. (27.10.2018)