

**Факультет геологический. Общая геология**

**Экзаменационные вопросы и задачи**

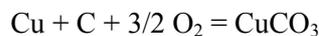
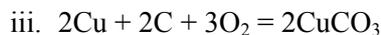
**Общая химия**

**Стехиометрия**

1. Закон сохранения массы в химических превращениях. Обоснование. Условия его выполнения.
2. Закон постоянства состава. Условия его выполнения. Классифицируйте следующие соединения на вещества постоянного и переменного состава:
  - i.  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{CuO}$ , полипропилен
  - ii.  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , полиизобутилен
  - iii.  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CuSO}_4$ , полиэтилен,  $\text{H}_2\text{O}$ .
3. Атомная единица массы. Моль. Молярные масса и объем веществ в различных агрегатных состояниях.
4. Закон Авогадро. Относительная плотность газа. Какой газ имеет меньший молярный объем? Меньшую плотность? Почему?
  - i.  $\text{NH}_3$  или  $\text{N}_2$ ?
  - ii.  $\text{H}_2\text{S}$  или  $\text{H}_2$ ?

**Химическая термодинамика**

5. Энергетические эффекты химических реакций. Формы выделения и поглощения энергии. Теплота и работа. Приведите примеры разных форм выделения энергии в результате химической реакции.
6. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Энтальпия какой из нижеприведенных реакций является энтальпией образования соответствующего вещества? Почему?
  - i.  $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$   
 $\text{Ca} + \text{C} + 3\text{O} = \text{CaCO}_3$   
 $2\text{Ca} + 2\text{C} + 3\text{O}_2 = 2\text{CaCO}_3$   
 $\text{Ca} + \text{C} + 3/2 \text{O}_2 = 2\text{CaCO}_3$
  - ii.  $\text{Fe} + \text{O} = \text{FeSO}_4$



7. Энтальпия химической реакции. Расчет по табличным данным (обоснование). Вычислите энтальпию реакции, указав условия ее проведения
    - i.  $\text{CuO} + \text{H}_2 \longrightarrow \dots + \dots$
    - ii.  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \dots$
    - iii.  $\text{FeO} + \text{CO} \xrightarrow{t} \text{Fe} + \dots$
  8. Энтропия вещества. Зависимость от температуры, объема, агрегатного состояния (причины зависимости), предельные значения, единицы измерения.
  9. Энтропия химической реакции. Типичные процессы, сопровождающиеся увеличением и уменьшением энтропии. Приведите по 3 примера химических и по 1 нехимических процессов, сопровождающихся увеличением и уменьшением энтропии.
  10. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы в природе (приведите по два примера химических и нехимических само- и несамопроизвольных процессов).
  11. Энергия Гиббса образования вещества. Температурная зависимость. Стандартное состояние вещества.
  12. Энергия Гиббса химической реакции. Каков смысл ее абсолютной величины и знака (+ или -). Объясните, почему возможна реакция
    - i. при  $\Delta_r G^\circ > 0$ ?
    - ii. при  $\Delta_r G > 0$ ?
- Химическое равновесие**
13. Химическое равновесие (стабильное, метастабильное, неустойчивое). Необходимые

условия (возможность) достижения равновесия (скорость реакции, количество вещества, изолированность системы).

14. Обратимые, необратимые и практически необратимые реакции. Дайте определение. Приведите по 3 примера каждого случая. Условия, обеспечивающие существование обратимости.
15. Константа равновесия химической реакции (на конкретном примере реакции). Концентрации (активности) каких участников реакции и почему отсутствует в выражении з. д. м.?
  - i. (Термодинамический вывод для гомогенной системы.)
  - ii. (Термодинамический вывод для гетерогенной системы.)
  - iii. (Кинетический вывод для гомогенной системы.)
  - iv. (Кинетический вывод для гетерогенной системы.)
16. Принцип Ле-Шателье в применении к химическим системам (по 1 примеру гомогенных и гетерогенных равновесий и влияние на них различных факторов). К каким системам неприменим принцип Ле-Шателье? Является принцип Ле-Шателье физическим, или химическим, или геологическим законом?
17. Влияние температуры на химическое равновесие. Причины влияния. Приведите 2 примера реального использования изменения температуры для смещения равновесия.
18. Влияние концентрации на химическое равновесие. Причины влияния. Приведите по 2 примера реального использования изменения концентрации реагента или продукта для смещения равновесия
19. Влияние давления на химическое равновесие. Причины влияния. Приведите по 2 примера реального использования изменения давления для смещения равновесия (по одному для систем с участием газов и без такового).

### *Химическая кинетика*

20. Скорость химической реакции, методы ее определения (2 конкретных примера экспериментального определения скорости реакции). Основной закон химической кинетики.
21. Порядок химической реакции. Экспериментальное определение порядка реакции (конкретный пример описания эксперимента и расчета).
22. Влияние температуры на скорость химической реакции. Причины влияния. Уравнение Аррениуса. Приведите 2 примера реального использования изменения температуры для изменения скорости.
23. Влияние концентрации на скорость химической реакции. Причины влияния. Приведите 2 примера реального использования изменения концентрации реагента для изменения скорости реакции.
24. Кинетическое обоснование принципа Ле-Шателье (действие температуры, концентрации, давления, катализатора) на конкретных примерах реакций. Приведите пример системы, к которой принцип Ле-Шателье неприменим.

### *Растворы. Растворы электролитов*

25. Растворы (твердые, жидкие, газообразные — по 2 примера). Способы выражения концентрации растворов. Процентная и молярная концентрации, мольная доля.
26. Электролиты, определение. Твердые и жидкие электролиты (по одному примеру). Механизм электропроводности растворов электролитов.
27. Сильные и слабые электролиты (по 3 примера). Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
28. Протолитические равновесия. Константа равновесия. Приведите три примера
  - i. кислот.
  - ii. оснований.
  - iii. амфолитов.

29. Автопротолиз воды (рН, температурная зависимость). Ионное произведение воды. рН растворов кислот, оснований, солей.
30. Кислоты (определение): сильные и слабые; растворимые в воде и нерастворимые. Применение (по 1 примеру).
31. Основания (определение): сильные и слабые; растворимые в воде и нерастворимые. Применение (по 1 примеру).
32. Соли (определение): средние, основные и кислые; растворимые и нерастворимые в воде. Применение (по 1 примеру).
33. Гидролиз солей (определение). Приведите 3 примера растворов солей с разными рН (<7, ≈7, >7).
- Константа и степень гидролиза.
  - Использование гидролиза солей в быту и промышленности (по 1–2 примера).
34. Буферные системы (приведите 3 примера). Расчет рН буферного раствора на примере ацетатного буфера. Буферные системы в природе (1–2 примера).
35. Равновесие осадок — раствор. Насыщенный раствор (определение). ПР. Условия образования и растворения осадка.
36. Коллоидные частицы, системы. Строение коллоидной частицы на примере золь кремниевой кислоты и гидроксида железа (III). Коллоидные системы в природе.
37. Симплексные и комплексные соединения. Координационное число. Константа устойчивости.
- Приведите по 2 примера устойчивых и неустойчивых комплексных ионов.
  - Двойные соли.
38. Окислительно-восстановительные процессы. Окислительно-восстановительные полуреакции.
- Вычисление э.д.с. суммарной окислительно-восстановительной реакции.
  - Примеры окислительно-восстановительных процессов в природе.
39. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал.
- Ряд стандартных электродных потенциалов металлов.
  - Уравнение Нернста.
  - Факторы, определяющие его величину.
40. Электролиз. Закон Фарадея. Электролиз водных растворов. Какими факторами определяется состав продуктов электролиза? Ответ дайте на примере электролиза водных растворов солей
- хлорида меди и сульфата натрия.
  - сульфата меди и хлорида натрия.
  - хлорида железа и нитрата натрия.
- Строение вещества**
41. Понятие о волновой функции. Атомная орбиталь (АО). Плотность вероятности. *s*, *p*, *d*-АО (симметрия).
42. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда. Энергетические диаграммы элементов
- 2-го периода
  - 3-го периода
  - 4-го периода
43. Ионизационный потенциал и сродство к электрону атомов (порядок величин, единицы измерения). Закономерности изменения при движении по
- главным и побочным группам периодической системы Менделеева Д. И. сверху вниз.
  - рядам периодической системы Д. И. Менделеева слева направо.
44. Периодический закон Д. И. Менделеева Физическое обоснование. Почему периодичность затухает с увеличением атомного номера?
45. Химическая связь. Перекрытие АО ( $\sigma$ -,  $\pi$ -МО). Характеристики связи: энергия, длина, полярность (определения, единицы измерения).

46. Метод ЛКАО–МО. Связывающие, несвязывающие и антисвязывающие МО. Кратность связи. (На примере молекул
- i.  $O_2$ ,  $CO$ ,  $H_2O$ .)
  - ii.  $N_2$ ,  $NO$ ,  $NH_3$ )
  - iii.  $C_2$ ,  $CO$ ,  $CH_4$ )
47. Заполнение МО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда Кратность и относительная прочность связи (что такое "прочность связи"?). На примере энергетических диаграмм двухатомных молекул, образованных элементами
- i. 1-го периода.
  - ii. 2-го периода.
48. Образование веществ из молекул. Силы Ван-дер-Ваальса. Их относительная величина в зависимости от состава молекул. Особенности межмолекулярных связей в ВМС. Физические свойства молекулярных веществ, определяемые межмолекулярными взаимодействиями.
49. Электронное строение веществ, образованных из
- i. атомов. Металлы, неметаллы, полупроводники.
  - ii. ионов. Физические свойства ионных веществ.
50. Водородная связь (энергия водородной связи в сравнении с другими видами связи). Свойства воды, обусловленные водородными связями.

Всего ~74 билетных вопроса.

---

### **Химия элементов**

1. Классы химических соединений. Приведите примеры и назовите по три кислоты, основания и соли. Как можно идентифицировать (узнать среди других) выбранные вами
  - i. соли?
  - ii. кислоты?
2. Общие химические свойства металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Почему электрохимическая коррозия происходит быстрее? Обоснуйте выбор следующих металлов, которые на практике применяются для защиты железа от коррозии:
  - i. Al, Cr.
  - ii. Zn, Ni.
  - iii. Sn, Pb.
3. Водород. Строение атома. Изотопы. Окислительно–восстановительные свойства водорода. В природе. Получение, применение. "Водородная энергетика".
4. Бинарные соединения водорода. Приведите примеры кислотных, основных и амфотерных гидридов. Продемонстрируйте их свойства на примере реакций с водой.
5. Общая характеристика элементов VIIA группы. Положение в периодической системе, строение и размер атомов, физические и химические (окислительно-восстановительные) свойства простых веществ.
6. Соединения галогенов с металлами (ионные и ковалентные) и неметаллами, в частности, с углеродом (ПВХ, фторопласты).
7. Хлор. Электронное строение атома, молекулы. В природе. Получение и применение. Химические свойства.
- iv. Соляная кислота, хлориды. Получение, очистка и применение хлорида натрия.
- v. Кислородсодержащие кислоты хлора. Получение и применение гипохлоритов.
8. Общая характеристика элементов VIA группы. Положение в периодической системе, строение и размер атомов, физические и химические (окислительно-восстановительные) свойства простых веществ.
9. Кислород. Нахождение в природе, получение и применение. Озон. "Озоновый щит".
10. Оксиды неметаллов. Классификация. Получение и применение (по 3 примера оксидов

каждого класса). Отношение к воде выбранных Вами оксидов.

11. Оксиды металлов (металлические, ионные). Кислотно–основные свойства. Получение и применение (по 2 примера). Отношение к воде выбранных Вами оксидов.
  12. Физические (агрегатное состояние) и химические (кислотно–основные, окислительно–восстановительные) свойства высших оксидов элементов
- vi. 2-го периода.
- vii. 3-го периода.
2. Пероксиды. Кислотные и окислительно–восстановительные свойства, получение и применение пероксида водорода. Взаимодействие пероксидов и надпероксидов с углекислым газом.
  14. Сера. Получение, свойства и применение серы. Природные источники. Сероводород. Кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства сероводорода.
  15. Сульфиды металлов. Распространение в природе. Получение сульфидов. Растворимость сульфидов в воде и кислотах на примере сульфидов натрия и меди (II).
  16. Кислотные и окислительно–восстановительные свойства, получение и применение серной и сернистой кислот и их солей (по 1 примеру). "Кислотные дожди."
  17. Общая характеристика элементов VA группы. Положение в периодической системе, строение и размер атомов, физические и химические (окислительно–восстановительные) свойства простых веществ. Нахождение в природе. Получение азота и фосфора.
  18. Строение молекулы, физические и химические свойства, получение и применение аммиака. Свойства гидроксида и солей аммония.
  19. Оксиды азота. Получение и свойства, образование в атмосфере и экологическая роль оксидов азота (II) и (IV).
  20. Азотная кислота. Получение и применение. Взаимодействие с металлами и неметаллами (на примере меди, железа, фосфора).
  21. Нитраты. Нахождение и роль нитратов в природе. Получение, свойства, термическая устойчивость
  22. Фосфаты в природе. Получение и свойства фосфорной кислоты. Применение фосфорной кислоты и ее соединений (в связи со свойствами).
  3. Общая характеристика элементов IVA группы. Положение в периодической системе, строение и размер атомов, физические и химические (окислительно–восстановительные) свойства простых веществ. Нахождение в природе.
  24. Углерод в природе. Аллотропия. Окислительно–восстановительные характеристики. Получение и применение разных аллотропных модификаций. Углепластики.
  25. Фосфаты в природе. Получение и свойства фосфорной кислоты. Применение фосфорной кислоты и ее соединений (в связи со свойствами).
  26. Углеводороды. Нахождение в природе (газовые гидраты), а также получение и применение.
  27. Карбонаты в природе. Получение и применение оксида углерода (IV). Сода. Карбонатная буферная система. "Парниковый эффект".
  28. Оксид кремния (IV). Кремниевые кислоты. Силикагель. Гидролиз силикатов. Силикаты в природе. Выветривание. Применение в промышленности (строительные материалы).
  29. Алюминий. Нахождение в природе. Получение и применение.
  30. Алюминий. Кислотно–основные свойства оксида и гидроксида, их применение. Использование гидролиза солей алюминия для очистки воды.
  4. Общая характеристика элементов IIIA группы. Положение в периодической системе,

- строение и размер атомов, физические и химические (окислительно-восстановительные) свойства простых веществ.
32. Нахождение в природе элементов IIА группы. Получение оксидов магния и кальция. Кислотно-основные характеристики и взаимодействие с водой оксидов и гидроксидов.
  33. Сульфаты и карбонаты элементов IIА группы (в природе, получение, применение).
  34. Жесткость воды. Цели и методы ее устранения. Образование сталактитов и сталагмитов. Опреснение морской воды (промышленные методы).
  35. Общая характеристика элементов IA группы (положение в периодической системе, строение и размер атомов, физические и химические свойства простых веществ).
  36. Получение, свойства и применение гидроксидов щелочных металлов.
  37. Соли щелочных металлов. В природе, получение, применение.
  38. Первый ряд переходных элементов (*3d*-элементы). Строение атомов и проявляемые валентности. Примеры реакций получения простых веществ.
  39. Гидроксиды *3d*-элементов в состояниях высшей валентности (кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).
  40. Железо. Строение атома и проявляемые валентности. В природе. Получение. Сплавы железа. Ферромагнетизм.
  41. Железо. Строение атома. Оксиды и гидроксиды железа (II) и (III). Получение и свойства.
  42. Оксиды и гидроксиды железа. Кислотно-основные свойства. Вюстит, гематит и магнетит.
  43. Химическая и электрохимическая коррозия железа и его сплавов. Меры защиты.
  44. VIIIВ группа. Строение атомов и проявляемые валентности. Сравнение с элементами VIIА группы.
  5. Оксиды и гидроксиды марганца (кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства). Марганец в природе. Извлечение.
  46. VIВ группа. Строение атома, проявляемые валентности хрома. Гидроксиды (кислоты и основания) хрома. Хром в природе. Извлечение.
  47. VIВ группа. Хром. Электронная структура атома. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III).
  48. IVВ группа. Строение атома титана и проявляемые валентности. Гидроксиды титана. Сравнение с элементами IVА группы. Титан в природе, извлечение.
  49. IIВ группа. Строение атома цинка и проявляемые валентности. Кислотно-основные свойства оксида и гидроксида цинка. Токсикология элементов группы (почему сулема ядовита, а каломель нет?).
  50. Нахождение в природе элементов IIА группы. Получение оксидов магния и кальция. Кислотно-основные характеристики и взаимодействие с водой оксидов и гидроксидов.
  51. IB группа. Строение атомов, проявляемые валентности. Сравнение свойств простых веществ с элементами IA группы в реакциях с водой и кислотами. Соединения меди (I), (II).
  6. IB-группа. Медь. Электронная структура атома меди. Степени окисления в соединениях. Химические свойства и получение меди.

Всего ~58 вопросов.

---

### **Задачи**

#### **Стехиометрия**

1. Определите металл, если при взаимодействии 0,1000 г его с соляной кислотой объем (н. у.) выделившегося водорода составил  
i. 0,1244 л.

ii. 0,0933 л.

iii. 0,04 л

2. Вычислите изменение массы в химической реакции, проводимой в (1) закрытой и (2) изолированной системах.

i.  $H_2 + O_2 \rightarrow$

ii.  $C + O_2 \rightarrow$

iii.  $CH_4 + O_2 \rightarrow$

3. Какой атом больше (по объему) —

i. натрия ( $\rho = 0,97 \text{ г/см}^3$ ) или железа ( $\rho = 7,87 \text{ г/см}^3$ )?

ii. меди ( $\rho = 9,0 \text{ г/см}^3$ ) или золота ( $\rho = 19,3 \text{ г/см}^3$ )?

iii. вольфрама ( $\rho = 19,3 \text{ г/см}^3$ ) или лития ( $\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$ )?

4. В  $1 \text{ см}^3$  какого газа (при одинаковых условиях) содержится больше молекул? Сколько именно?

i. углекислого или сернистого?

iv. метана или кислорода?

v. азота или водорода?

5. Определите молярную массу и возможную формулу газа, если его плотность по воздуху составляет

i. 1,52.

i. 0,97.

ii. 1,10.

6. Рассчитайте массовую долю вещества в 2 М растворе

i. серной кислоты ( $\rho = 1,12 \text{ г/мл}$ ).

iii. гидроксида натрия ( $\rho = 1,08 \text{ г/мл}$ ).

iv. поваренной соли ( $\rho = 1,08 \text{ г/мл}$ ).

1. Рассчитайте молярную концентрацию вещества в 10 %-ном растворе

i. серной кислоты ( $\rho = 1, \dots \text{ г/мл}$ ).

ii. гидроксида натрия ( $\rho = 1, \dots \text{ г/мл}$ ).

iii. поваренной соли ( $\rho = \dots \text{ г/мл}$ ).

7. Рассчитайте необходимый объем 1 М раствора (как реально Вы будете его готовить?)

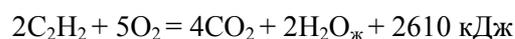
i. тиосульфата натрия, для приготовления 50 мл 0,2 М раствора.

ii. гидроксида натрия для приготовления 200 мл 0,01 М раствора.

iii. соляной кислоты для приготовления 150 мл 0,02 М раствора?

### Химическая термодинамика

8. Рассчитайте энтальпию образования ацетилена по энтальпиям реакций (тепловые эффекты указаны при постоянном давлении):



9. Вычислите энтальпию образования карбида вольфрама WC на основании данных таблицы:

Реакция	$\Delta H^\circ$ , кДж
$C_{гр} + O_{2,г} = CO_{2,г}$	-393,5
$2WC_{кр} + 5O_2 = 2WO_{3,кр} + 2CO_{2,г}$	-2391,6
$2W_{кр} + 3O_2 = 2WO_{3,кр}$	-1675,0

10. Используя данные таблицы,

Агрегатное состояние воды	Газ	Жидкость	Кристалл
$\Delta_f H^\circ_{298}$ , кДж/моль	-241,8	-285,8	-291,8

вычислите изменение энтропии и количество теплоты, которое должно быть затрачено, чтобы

i. расплавить 1 г водяного льда.

i. испарить (при температуре кипения) 1 г воды.

ii. возогнать 1 г водяного льда при  $-10^\circ \text{C}$ .

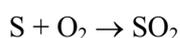
11. Вычислите, сколько теплоты должно быть затрачено, чтобы возогнать 1 г сухого льда. Вычислите изменение энтропии при этом, если  $t_{возг} = -78,50^\circ \text{C}$ . Необходимые данные в таблице.

Агрегатное состояние углекислоты	Газ	Жидкость	Кристалл
$\Delta_f H^\circ$ , кДж/моль	-393,5	-401,9	-418,7

12. Рассчитайте энтальпию реакции горения серы по данным таблицы.

Вещество	S <sub>монокл</sub>	O <sub>2</sub>	SO <sub>2г</sub>
$\Delta_f H_{298}^\circ$ , кДж/моль	0,38	?	-296,9

13. Как меняются (возрастают или уменьшаются) энтальпия, энтропия и энергия Гиббса в реакции



Обоснуйте Ваш ответ, не делая расчета.

14. Рассчитайте изменение энтропии в реакции по данным таблицы

Вещество	S <sub>монокл</sub>	O <sub>2</sub>	SO <sub>2г</sub>
S, Дж/моль·К	32,55	205,0	248,1

15. Вычислите  $\Delta_r G^\circ$  реакции



Не противоречит ли полученный результат тому факту, что раствор муравьиной кислоты имеет кислую среду? Необходимые данные в таблице.

Молекула или ион	$\Delta_f G^\circ$ , кДж/моль
HCOOH·aq	-356,1
H <sub>2</sub> O	-237,2
HCOO <sup>-</sup>	-334,7
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	-237,2

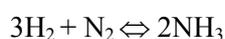
16. Вычислите  $\Delta_r G^\circ$  реакции



Не противоречит ли полученный результат тому факту, что раствор уксусной кислоты имеет кислую среду? Необходимые данные в таблице

17. Вычислите константу равновесия реакции

Молекула или ион	$\Delta_f G^\circ$ , кДж/моль
CH <sub>3</sub> COOH·aq	-393,9
H <sub>2</sub> O	-237,2
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	-366,9
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	-237,2

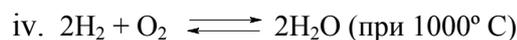
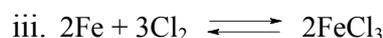
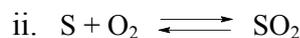
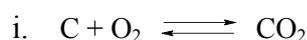


при комнатной температуре. Необходимые данные в таблице

Вещество	H <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>
$\Delta_f H_{298}^\circ$ , кДж/моль	?	?	-46,2
$\Delta_f G_{298}^\circ$ , кДж/моль	?	?	-16,6
$S_{298}^\circ$ , Дж/моль·К	130,6	191,5	192,5

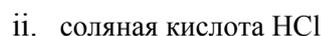
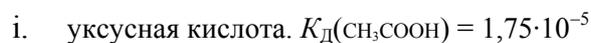
### Химическое равновесие

18. Как влияют повышение давления, добавление в систему каждого из реагентов, повышение температуры, введение катализатора на скорости прямой и обратной реакций (увеличивают или уменьшают) и на равновесие (в какую сторону смещают, если смещают) в следующей реакции



### Растворы электролитов

19. Для растворов с концентрациями (моль/л) 0,0000000001, 0,01 и 1 вычислите pH, если растворенное вещество



20. Вычислите pH 0,01 М раствора ацетата натрия.  $K_d(CH_3COOH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$

21. Степень диссоциации муравьиной кислоты в 0,1 М растворе  $\alpha = 0,0412$ . Вычислите константу диссоциации кислоты.

22. Рассчитайте pH растворов, получившихся при прибавлении к 0,01 М растворам уксусной и соляной кислот такого количества их натриевых солей, что концентрация соли станет равна 0,01 моль/л.  $K_d(CH_3COOH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$

23. Напишите уравнение реакции и вычислите константу гидролиза по I степени

i. хлорида алюминия. Для диссоциации  $\text{Al}(\text{OH})_3$   $K_{\text{III}} = 1,4 \cdot 10^{-9}$  (остальные неизвестны).

ii. хлорида железа (III). Для диссоциации  $\text{Fe}(\text{OH})_3$   $K_{\text{I}}$  – неизвестна;  $K_{\text{II}} = 1,8 \cdot 10^{-11}$ ;  $K_{\text{III}} = 1,35 \cdot 10^{-12}$ .

24. Вычислите pH 0,01 М раствора сульфида натрия. Для сероводородной кислоты  $K_{\text{дI}} = 6 \cdot 10^{-8}$  и  $K_{\text{дII}} = 1 \cdot 10^{-14}$ .

25. В каком объеме воды можно растворить в 1 г

i. хлорида серебра?  $\text{PP}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ .

ii. фосфата бария?  $\text{PP}(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = 4,6 \cdot 10^{-30}$

iii. сульфида серебра.  $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{S}) = 2,0 \cdot 10^{-50}$ .

26. Образуется ли осадок при сливании  $10^{-3}$  М растворов фосфата натрия и хлорида бария в равных объемных отношениях.  $\text{PP}(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = 4,6 \cdot 10^{-30}$

27. Рассчитайте растворимость хлорида серебра в воде и в 0,1 М растворе хлорида натрия?  $\text{PP}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ .

28. Чему равна растворимость гидроксида железа (II) в воде и в 0,05 М растворе гидроксида натрия?  $\text{PP}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 4,9 \cdot 10^{-17}$

### Химическая кинетика

29. Составьте кинетическое уравнение реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  по экспериментальным данным, приведенным в таблице. Вычислите константу скорости реакции.

$C(\text{NO}),$ ммоль/л	$C(\text{O}_2),$ ммоль/л	$r, 10^{-8}$ моль/л·с
3,0	3,0	27,0
1,0	3,0	3,0
0,3	0,3	0,027
1,0	0,3	2,7

30. При  $20^\circ\text{C}$  скорость некоторой реакции равна 9,0 ммоль/(л·с), а при  $0^\circ\text{C}$  — 1,0 ммоль/(л·с). Вычислите скорость этой реакции при  $100^\circ\text{C}$ .

31. Для реакции  $2\text{NO}_g + \text{Cl}_{2,g} = 2\text{NOCl}_g$  в четырех экспериментах получены данные, приведен-

ные в таблице. Составьте кинетическое уравнение. Вычислите константу скорости реакции.

$p(\text{NO})_{\text{исх}},$ атм	0,50	0,25	1,0	0,50
$p(\text{Cl}_2)_{\text{исх}},$ атм	0,50	0,25	1,0	1,0
$r_{\text{исх}}, 10^{-2}$ атм/с	0,51	0,06	4,0	1,0

32. Во сколько раз возросли скорости прямой реакции и обратной реакции при введении в реакционную смесь катализатора, если энергия активации прямой реакции при этом уменьшилась

i. с 200 до 50 кДж/моль.

ii. с 20 до 5 кДж/моль.

iii. с 50 до 5 кДж/моль.

iv. с 200 до 5 кДж/моль.

33. Как изменится константа равновесия, а также константы скоростей прямой и обратной реакций (уменьшатся или увеличатся) в равновесной системе  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$  при

Вещество	$\text{SO}_2$	$\text{O}_2$	$\text{SO}_{3g}$
$\Delta_f H^\circ_{298},$ кДж/моль	-296,9	?	-395,8

i. понижении температуры?

ii. повышении температуры?

iii. понижении давления?

iv. повышении давления?

v. при замене катализатора  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  на  $\text{V}_2\text{O}_5$ ?

34. Напишите уравнение реакции и вычислите константу гидролиза по I ступени хлорида железа (III). Для диссоциации  $\text{Fe}(\text{OH})_3$   $K_{\text{I}}$  – неизвестна;  $K_{\text{II}} = 1,8 \cdot 10^{-11}$ ;  $K_{\text{III}} = 1,35 \cdot 10^{-12}$ .

### Окислительно-восстановительные процессы

35. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции (ионно-электронным методом). На основании значений стандартных электродных потенциалов определите, в какую сторону смещено равновесие в стандартных условиях. Влияет ли на состояние равновесия и почему pH раствора?

i.  $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow$

ii.  $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$

iii.  $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow$



36. Определите массу металла, выделившегося на катоде при электролизе раствора

- i. сульфата меди (II) током 5А в течение 30 минут.
- ii. хлорида никеля (II) током 1000 А в течение 1 ч.
- iii. сульфата кобальта (II) током 500 А в течение 2 ч.

***Коллоидные системы***

37. Каков заряд коллоидной частицы в золе, образовавшемся (если он действительно образуется. Докажите!) при сливании равных объемов, в одном случае  $10^{-3}$  М, а в другом  $10^{-6}$  М растворов

- i. фосфата натрия и хлорида бария.  
 $\text{ПР}(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = 4,6 \cdot 10^{-30}$ .
- i. хлорида железа (III) и гидроксида натрия.  
 $\text{ПР}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1 \cdot 10^{-12}$

(Всего ~80 задач.)