

54
Ш 9 5 2



СИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ ПУТЕЙ СООБЩЕНИЯ

А. В. ШУБАЕВ

МОДУЛИ ПО ХИМИИ

Методические указания к самостоятельной работе

НОВОСИБИРСК 2006

УДК 543
Ш 952

Шуваев А.В. **Модули по химии**: Метод. указ. к самостоятельной работе. – Новосибирск: Изд-во СГУПС, 2006. – 43 с.

Показана структура учебного курса «Общая химия» и принципы его деления на модули. Для каждого модуля приводится содержание тем и вопросов. Для самостоятельной работы подобраны задачи, к которым даны ответы.

Предназначены для студентов Инженерно-экономического факультета.

Рассмотрены и рекомендованы к печати на заседании кафедры «Химия».

Ответственный редактор
д-р хим. наук, проф. *С.А. Кутолин*

Рецензент
доц. кафедры «Общая химия» НГУ, канд. хим. наук
О.П. Слюдкин

© Шуваев А.В., 2006
© Сибирский государственный университет
путей сообщения, 2006

ПРЕДИСЛОВИЕ

Изучение курса общей химии студентами Инженерно-экономического факультета осуществляется на I курсе в течение одного семестра. Курс разделен на 4 модуля. Работа над каждым модулем оценивается в баллах и включает в себя: посещение обязательных лекционных, лабораторно-практических занятий и выполнение внеаудиторных самостоятельных заданий. В течение семестра проводится три коллоквиума.

Общая сумма баллов за работу над модулями – 100. По итогам работы в семестре студент может быть аттестован положительно без сдачи зачета при сумме баллов не ниже 90. Допуск к сдаче зачета получают студенты при условии, что сумма набранных баллов за семестр составляет не менее 65.

Успешное усвоение материала курса «Общая химия» невозможно без систематической самостоятельной работы студентами в течение семестра. Целью настоящих методических указаний является организация такого вида работы, который включает в себя знакомство с содержанием тем и вопросов модуля с последующей проработкой материала по конспекту лекций, учебнику, методическим разработкам кафедры и закрепление материала решением рекомендуемого списка задач по теме.

Для разбора всех возникающих затруднений при изучении материала курса на кафедре «Химия» составляется расписание консультаций преподавателей.

Модуль 1. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА (35 баллов)

1.1. Основные понятия и Законы химии

Химический элемент. Атом. Молекула. Масса и количество вещества. Моль. Основные газовые законы. Закон Авогадро. Мольный объем газа. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов. Закон кратных отношений.

Основные классы неорганических соединений. Основные, амфотерные и кислотные оксиды. Основные и амфотерные гидроксиды. Кислородсодержащие и кислороднесодержащие кислоты. Средние, кислые и основные соли. Номенклатура, молекулярные и структурные формулы, способы получения и свойства основных классов неорганических соединений.

Пример 1. С помощью расчета определите: а) массу 2 л H_2 при 15°C и давлении 100,7 кПа; б) объем, занимаемый 0,07 кг N_2 при 21°C и давлении 142 кПа.

Решение. а) Используя уравнение состояния идеального газа $PV = mRT/M$, находим $m = 100,7 \cdot 2 \cdot 2 / (8,31 \cdot 288) = 0,168$ г.

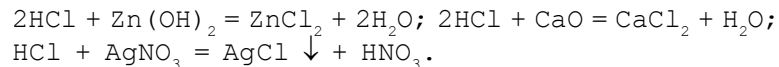
б) $V = mRT/MP = 70 \cdot 8,31 \cdot 294 / (28 \cdot 142) = 43$ л.

Пример 2. Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 27,9 г/моль, вытесняет из кислоты 700 мл водорода (н.у.). Определите массу металла.

Решение. Применим закон эквивалентов: $m/M_3 = V/V_3$, $V_3(\text{H}_2) = 22,4/2 = 11,2$ л/моль. Отсюда находим $m = 27,9 \cdot 0,7/11,2 = 1,744$ г.

Пример 3. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: CO_2 ; $\text{Zn}(\text{OH})_2$; CaO ; AgNO_3 ; H_3PO_4 ? Составьте уравнения реакций.

Решение. Соляная кислота будет взаимодействовать с веществами, проявляющими основной или амфотерный характер свойств, а также со средними солями, если в результате образуются нерастворимые хлориды:



Задачи

1. Определите массу и количество вещества аммиака NH_3 в образце этого газа, который содержит $2,5 \cdot 10^{25}$ молекул.
2. Вычислите количество вещества, которое содержится в 100 г следующих веществ: а) LiF ; б) SiO_2 ; в) HBr .
3. Сколько молей содержится в 1 м^3 любого газа при нормальных условиях?
4. Вычислите атомную массу двухвалентного металла и определите, какой это металл, если 8,34 г металла реагируют с 0,680 л кислорода (н.у.).
5. Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и с 3,17 г галогена. Определите эквивалентную массу галогена и назовите его.
6. Как доказать амфотерный характер Al_2O_3 ; $\text{Cr}(\text{OH})_3$?
7. Напишите уравнения реакций, свидетельствующие об основных свойствах FeO ; Cs_2O ; HgO .
8. Напишите уравнения реакций, доказывающие кислотный характер SeO_2 ; SO_3 ; CrO_3 .
9. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl ; H_2S ; N_2 ; Cl_2 ; CH_4 ; SO_2 ; NH_3 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2$.
11. Назовите соли: а) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; б) $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{CrO}_4$; в) $(\text{AlOH})\text{SO}_4$; г) $\text{Cd}(\text{HS})_2$; д) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
12. Напишите реакции получения всех возможных солей при взаимодействии $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 .

1.2. Строение атома и Периодическая система элементов

Д.И. Менделеева

Сведения об основных элементарных частицах, входящих в состав атома. Строение атомных ядер. Понятие изотопа. Электронная структура атомов. Планетарная модель строения атома по Резерфорду и ее недостатки. Постулаты Бора. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Атомные орбитали. Принцип Паули. Правила и порядок заполнения атомных орбиталей. Распределение электронов по двум квантовым

числам, правило Клечковского. Распределение электронов по четырем квантовым числам, правило Гунда. Строение много-электронных атомов.

Значение Периодического закона Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Периодические свойства химических элементов и их соединений. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Металличность и неметалличность элементов, их изменение по группам и периодам периодической системы. Понятие степени окисления и валентности элементов, связь этих характеристик с положением элемента в периодической системе. Окислительно-восстановительные свойства элементов.

Пример 1. Ядро атома некоторого элемента содержит 16 нейтронов, а электронная оболочка этого атома – 15 электронов. Назовите элемент, изотопом которого является данный атом. Запишите его символ с указанием заряда ядра и массового числа.

Решение. По числу электронов определяем, что протонов в ядре нейтрального атома должно быть такое же количество: 15. Значит искомый элемент – это фосфор Р. Массовое число изотопа равно $15 + 16 = 31$, его символ – ${}^{31}_{15}\text{P}$.

Пример 2. Определите по правилу Клечковского последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой $n + l$: а) 5; б) 7.

Решение. а) Поскольку максимальное значение l для конкретного n не может превышать значения $(n - 1)$, определяем, что условию задачи удовлетворяют три вида электронных орбиталей: $n = 5; l = 0$ – орбиталь $5s$, $n = 4; l = 1$ – орбитали $4p$ и $n = 3; l = 2$ – орбитали $3d$. Так как суммарное значение $n + l$ для этих орбиталей одинаково, то последовательность их заполнения электронами будет определяться последовательностью возрастания значения главного квантового числа: $3d < 4p < 5s$.

б) Аналогично можно показать, что условию $n + l = 7$ удовлетворяют четыре типа электронных орбиталей: $7s; 6p; 5d; 4f$. Последовательность их заполнения: $4f < 5d < 6p < 7s$.

Пример 3. Составьте электронно-графические формулы ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} . Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe^{3+} ?

Решение. Электронная формула атома ${}_{26}\text{Fe}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, валентные электроны: $3d^6 4s^2$. Ион Fe^{2+} образуется путем удаления двух электронов с $4s$ -подуровня, а ион Fe^{3+} — еще одного с $3d$ -подуровня. Графически электронные формулы для валентных электронов этих ионов будут иметь следующий вид:



У иона Fe^{3+} $3d$ -подуровень заполнен наполовину. Подуровни, заполненные наполовину или полностью, характеризуются особой устойчивостью. Этим и объясняется специфика электронной конфигурации иона Fe^{3+} .

Задачи

- 13.** Символ одного из изотопов элемента ${}_{24}^{52}\text{Y}$. Укажите:
- название элемента;
 - число протонов и нейтронов в ядре;
 - число электронов в электронной оболочке атома.
- 14.** Массовое число атома некоторого элемента равно 181, в электронной оболочке атома содержится 73 электрона. Укажите число протонов, нейтронов в ядре атома и название элемента.
- 15.** Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня: а) $l = 2$; б) $l = 3$?
- 16.** Какое максимальное число электронов может содержать атом в электронном слое с главным квантовым числом: а) $n = 4$; б) $n = 7$?
- 17.** Укажите порядковый номер элемента, у которого: а) заканчивается заполнение электронами $4p$ -подуровня; б) начинается заполнение электронами $4d$ -подуровня.
- 18.** Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами: а) 18; б) 53; в) 83. Составьте графические формулы для электронов валентного слоя этих элементов и определите валентность в нормальном и возбужденном состояниях.

19. Среди приведенных ниже электронных конфигураций укажите невозможные, объясните ответ. Варианты: а) $1p^3$; б) $3p^6$; в) $3s^2$; г) $2d^5$; д) $3f^{12}$; е) $5d^2$; ж) $4p^7$.

20. Структура валентного электронного слоя элемента выражается формулой: ... $3d^5 4s^1$. Определите порядковый номер и название элемента.

21. На каком основании хром и сера; фосфор и ванадий расположены в одной группе Периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?

22. Какой из сравниваемых оксидов обладает кислотным характером свойств: а) CrO_3 или Cr_2O_3 ; б) MnO или Mn_2O_7 ?

23. Какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: а) $CsOH$ или $NaOH$; б) $Ca(OH)_2$ или $Ba(OH)_2$?

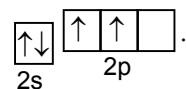
24. Определите для германия наибольшее и наименьшее сходство свойств с одним из следующих элементов: кадмий, гафний, свинец.

1.3. Химическая связь и строение молекул

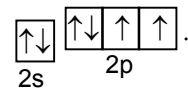
Основные типы и характеристики химической связи. Ковалентная и ионная связь. Метод валентных связей (ВС), понятие о методе молекулярных орбиталей (МО). Строение и свойства простейших молекул. Сигма-связь. Кратные связи. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная конфигурация молекул. Водородная связь. Комплементарность. Строение твердого тела.

Пример 1. Опишите электронное строение молекул CO и CN с позиций методов ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?

Решение. Сначала применим метод ВС. Электронная формула атома углерода ${}_6C 1s^2 2s^2 2p^2$, валентные электроны $2s^2 2p^2$ и их графическое распределение:



Для атома кислорода электронная формула ${}_8O 1s^2 2s^2 2p^4$, графически:



Два неспаренных электрона атома углерода с двумя неспаренными электронами атома кислорода образуют две связи. Кроме того, неподеленная пара электронов на 2p-подуровне атома кислорода со свободной ячейкой 2p-подуровня атома углерода образуют донорно-акцепторную связь. Кратность связи в молекуле CO равна 3.

По методу МО необходимо построить энергетическую схему образования молекулярных орбиталей (рис. 1).

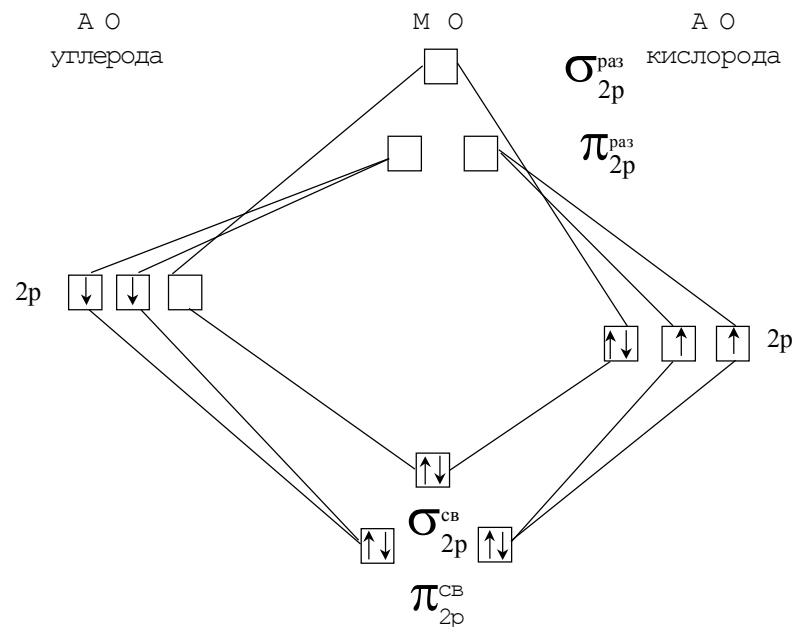


Рис. 1. Энергетическая схема образования молекулы CO

Кратность связи равна $(6 - 0) / 2 = 3$.

Аналогично в молекуле CN образуются три связи, причем кратность связи равна $(5 - 0) / 2 = 2,5$. Таким образом, в молекуле CO по сравнению с CN кратность связи выше.

Пример 2. Определите тип химической связи между атомами в молекулах CH_4 и H_2S . Какова структура этих молекул? В какой из них наблюдается гибридизация АО?

Решение. Значения ЭО атомов углерода и водорода, а также атомов серы и водорода близки друг другу, поэтому можно утверждать, что в молекулах CH_4 и H_2S связи ковалентные слабополярные.

В молекуле CH_4 атом углерода находится в sp^3 -гибридном состоянии, образует четыре связи путем перекрывания электронных облаков sp^3 -орбиталей с s -орбиталями атомов водорода. Молекула CH_4 имеет тетраэдрическую конфигурацию.

В молекуле H_2S атом серы находится в невозбужденном состоянии, химические связи образуются за счет перекрывания электронных облаков p -орбиталей атома серы с s -орбиталями атомов водорода. Молекула угловая, угол связи 90° .

Задачи

25. Как изменяется прочность связи в ряду: $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Укажите причины этих изменений.

26. Опишите с позиций метода ВС электронное строение молекулы BF_3 и иона BF_4^- .

27. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона BH_4^- ?

28. Рассмотрите с позиций метода МО возможность образования молекул B_2 , F_2 , BF . Какая из этих молекул наиболее устойчива?

29. Почему не могут существовать устойчивые молекулы Be_2 и Ne_2 ?

30. Какие типы гибридизации АО углерода соответствуют образованию молекул: а) CH_4 ; б) C_2H_6 ; в) C_2H_4 ; г) C_2H_2 ?

31. В молекулах SO_2 и SO_3 атом серы находится в sp^2 -гибридном состоянии. Полярны ли эти молекулы? Какова их пространственная структура?

32. В каких фторидах связь $\text{Э} - \text{F}$ имеет наиболее выраженный ионный характер: NaF , AlF_3 , CF_4 , BaF_2 , NF_3 , F_2O ?

33. Какая из связей: а) $\text{Ca} - \text{H}$; б) $\text{C} - \text{S}$; в) $\text{I} - \text{Cl}$ является наиболее полярной? В сторону какого из атомов смещено связывающее электронное облако?

34. В нормальном состоянии расстояние между ядрами водорода в молекуле H_2 составляет 0,074 нм. Укажите, будут сближаться или отталкиваться два атома водорода, если:

а) расстояние между ядрами атомов 0,15 нм, спины электронов антипараллельны;

б) расстояние между ядрами атомов 0,074 нм, спины электронов параллельны;

в) расстояние между ядрами атомов 0,05 нм, спины электронов антипараллельны.

35. Напишите графические формулы следующих молекул: а) N₂; б) C₂; в) S₆; г) N₂H₄; д) (CN)₂; е) HN₃.

Модуль 2. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. РАСТВОРЫ (30 баллов)

2.1. Химическая термодинамика

Взаимопревращаемость различных видов энергии. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения. Энтальпия образования. Закон Гесса. Энтропия химической реакции. Второй закон термодинамики для изолированных систем. Энтальпийный и энтропийный факторы изобарных процессов. Энергия Гиббса – критерий самопроизвольного протекания химических реакций. Химическое и фазовое равновесие.

Пример 1. Определите стандартную энтальпию образования PH₃, исходя из уравнения: $2\text{PH}_{3(\text{г})} + 4\text{O}_{2(\text{г})} = \text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$, $\Delta H^\circ = -2360$ кДж.

$$\Delta H_{298}^\circ (\text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})}) = -1492 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -285,8 \text{ кДж/моль}.$$

Решение. Согласно закону Гесса можно записать:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_{298}^\circ (\text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})}) + 3\Delta H_{298}^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) - 2\Delta H_{298}^\circ (\text{PH}_{3(\text{г})}).$$

$$-2360 = -1492 + 3(-285,8) - 2\Delta H_{298}^\circ (\text{PH}_{3(\text{г})}).$$

$$\text{Определяем } \Delta H_{298}^\circ (\text{PH}_{3(\text{г})}) = 5,3 \text{ кДж/моль}.$$

Пример 2. Будет ли окисляться титан кислородом при 500 К:

$$\text{Ti}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{TiO}_{2(\text{к})} \quad \Delta H_{298}^\circ (\text{TiO}_{2(\text{к})}) = -944 \text{ кДж/моль};$$

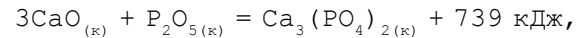
$$S_{298}^\circ (\text{Ti}_{(\text{к})}) = 31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \quad S_{298}^\circ (\text{O}_{2(\text{г})}) = 205 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298}^\circ (\text{TiO}_{2(\text{к})}) = 50 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Решение. Рассчитаем стандартные изменения энтальпии ΔH° и энтропии ΔS° реакции: $\Delta H^\circ = -944$ кДж, $\Delta S^\circ = 50 - 31 - 205 = -186$ Дж/К. Пренебрегая зависимостью ΔH° и ΔS° от температуры и выражая ΔS° в кДж/К, получаем $\Delta G_{500}^\circ = -944 - 500(-0,186) = -851$ кДж. Окисление титана кислородом при 500 К возможно, так как $\Delta G_{500}^\circ < 0$.

Задачи

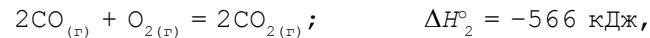
36. Исходя из теплового эффекта реакции



определите стандартную энтальпию образования ортофосфата кальция.

$\Delta H_{298}^\circ(\text{P}_2\text{O}_{5(к)}) = -1492$ кДж/моль; $\Delta H_{298}^\circ(\text{CaO}_{(к)}) = -635,5$ кДж/моль.

37. Исходя из значения $\Delta H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = -241,8$ кДж/моль и следующих данных

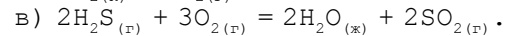
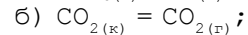
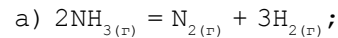


вычислите ΔH_3° реакции: $\text{FeO}_{(к)} + \text{H}_{2(г)} = \text{Fe}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$. Какой это процесс: экзо- или эндотермический?

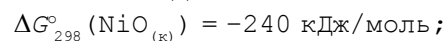
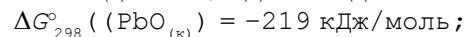
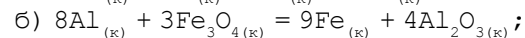
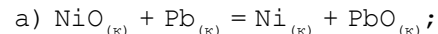
38. Рассчитайте тепловой эффект реакции: $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$ по тепловым эффектам реакций: $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_3 + 644$ кДж; $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_5 + 126$ кДж.

39. Зависит ли значение ΔH° реакции от присутствия в системе катализаторов? Ответ обоснуйте.

40. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов:



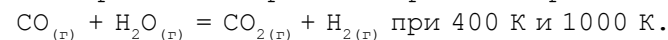
41. Пользуясь справочными данными, определите направление протекания реакции в стандартных условиях при 25 °С:



$$\Delta G_{298}^{\circ} (\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}) = -1676 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298}^{\circ} (\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})}) = -1117 \text{ кДж/моль}.$$

42. Определите направление протекания реакции:



При каком значении температуры в системе будет состояние динамического равновесия?

$$\Delta H_{298}^{\circ} (\text{CO}_{(\text{г})}) = -110 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} (\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = -242 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} (\text{CO}_{2(\text{г})}) = -394 \text{ кДж/моль};$$

$$S_{298}^{\circ} (\text{CO}_{(\text{г})}) = 198 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298}^{\circ} (\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = 189 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298}^{\circ} (\text{CO}_{2(\text{г})}) = 214 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298}^{\circ} (\text{H}_2_{(\text{г})}) = 130 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

43. При каком значении температуры в системе $2\text{NO}_{2(\text{г})} = \text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})}$ будет состояние динамического равновесия? При каких температурах реакция будет самопроизвольно протекать в прямом направлении?

$$\Delta H_{298}^{\circ} (\text{NO}_{2(\text{г})}) = 33,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} (\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})}) = 9,6 \text{ кДж/моль};$$

$$S_{298}^{\circ} (\text{NO}_{2(\text{г})}) = 240,2 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298}^{\circ} (\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})}) = 303,8 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

44. При некоторой температуре T эндотермическая реакция $A \rightarrow B$ идет практически до конца. Определите: а) знак ΔS° реакции; б) знак ΔG° реакции $B \rightarrow A$ при температуре T ; в) возможность протекания реакции $B \rightarrow A$ при низких T .

2.2. Химическая кинетика и химическое равновесие

Химические системы. Скорость химической реакции. Константа скорости реакции, ее физический смысл. Закон действия масс. Энергия активации. Зависимость скорости реакции от температуры (уравнение Аррениуса, правило Вант-Гоффа), концентраций реагентов, давления, природы реагирующих веществ, катализаторов. Каталитические системы, колебательные реакции. Обратимые и необратимые химические реакции. Условие химического равновесия. Константа химического рав-

новесия. Принцип Ле-Шателье и влияние концентраций реагентов, давления в системе, температуры на смещение химического равновесия. Равновесия в гетерогенных системах.

Пример 1. Как изменится скорость прямой реакции

$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$, если: а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить объем системы в 3 раза; в) повысить концентрацию NO в 3 раза?

Решение. Выражение закона действия масс для прямой реакции:

$$\vec{V} = k_1[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

а) Так как $P = CRT$, то при постоянной температуре увеличение давления в 3 раза равносильно увеличению концентраций газообразных веществ в 3 раза:

$$\vec{V}_1 = k_1 (3[\text{NO}])^2 \cdot (3[\text{O}_2]) = 27k_1 [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 27 \vec{V},$$

скорость реакции возрастает в 27 раз.

б) Поскольку $C = n/v$, то при уменьшении объема системы в 3 раза концентрации веществ увеличивается в 3 раза, и, также как и в предыдущем случае, получаем, что скорость реакции возрастает в 27 раз.

$$\text{в) } \vec{V}_2 = k_1 (3 [\text{NO}])^2 \cdot [\text{O}_2] = 9k_1 [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 9 \vec{V},$$

скорость реакции возрастает в 9 раз.

Пример 2. Скорость некоторой реакции при охлаждении с 60 °С до 30 °С уменьшилась в 8 раз. Определите температурный коэффициент скорости этой реакции.

Решение. Используем правило Вант-Гоффа:

$$V_{t_2}/V_{t_1} = \gamma^{(t_2-t_1)/10}.$$

$$1/8 = \gamma^{(30-60)/10}; \quad \gamma^{-3} = 2^{-3}; \quad \gamma = 2.$$

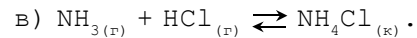
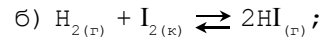
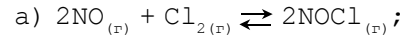
Пример 3. В реакции: $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г)}$ установилось равновесие. Какое влияние на равновесие окажут: а) увеличение давления; б) уменьшение концентрации триоксида серы?

Решение. а) Увеличение давления в системе смещает равновесие в сторону меньшего числа газообразных частиц. Слева три газообразные частицы, справа – ноль, значит равновесие

сместится вправо. б) Изменение концентрации SO_3 не окажет влияния на смещение равновесия, так как $\text{SO}_{3(\text{ж})}$ представляет собой индивидуальную жидкую фазу в газовой системе.

Задачи

45. Напишите выражения закона действия масс для прямой и обратной реакций:



46. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций: $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{г})}$ при: а) увеличении концентрации Cl_2 в 2 раза; б) увеличении давления в системе в 2 раза?

47. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?

48. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость прямой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

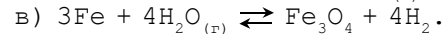
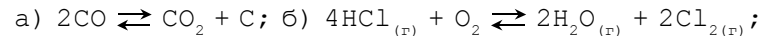
49. Изменится ли значение константы скорости реакции: а) при замене одного катализатора другим; б) при изменении концентраций реагирующих веществ?

50. Найдите значение константы скорости реакции $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,5 и 0,6 моль/л, скорость реакции равна 0,018 моль/(л·мин).

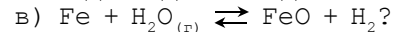
51. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К скорость реакции увеличивается в 2 раза?

52. При температуре 20 °С реакция протекает за две минуты. Сколько времени будет протекать эта реакция при температуре: а) 0 °С; б) 50 °С? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

53. Напишите выражения для констант равновесия процессов:



54. Как повлияет давление на равновесие следующих обратимых реакций:



55. Реакция $A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons C_{(г)} + 105 \text{ кДж}$ при определенных условиях является обратимой. Какое влияние на равновесное состояние этой реакции окажут: а) увеличение давления; б) понижение температуры; в) введение катализатора; г) увеличение концентрации вещества B ?

56. В какую сторону смещено химическое равновесие, если константа этого равновесия: а) больше единицы; б) меньше единицы?

57. Реакция протекает по уравнению $2A \rightleftharpoons B$. Константа равновесия равна 0,25. Найти равновесные концентрации веществ A и B , если исходная концентрация $C_A = 4$ моль/л.

58. Реакция протекает по уравнению: $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$. Определите значение константы равновесия, если равновесные концентрации равны $[A_2] = 0,2$ моль/л; $[B_2] = 0,3$ моль/л; $[AB] = 0,25$ моль/л.

2.3. Растворы

Типы растворов. Насыщенные и ненасыщенные растворы. Способы выражения концентраций растворов: массовая (процентная), моляльная, молярная, титр раствора. Растворимость веществ в воде. Общие понятия о дисперсных системах. Коллоидные системы, их методы получения и свойства.

Коллигативные свойства растворов. Давление пара над раствором. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. 1-й и 2-й законы Рауля. Осмос. Осмотическое давление и закон Вант-Гоффа. Явление осмоса в природе. Обратный осмос и его применение в технике. Свойства растворов сильных электролитов, изотонический коэффициент.

Реакции в растворах электролитов. Сольватация (гидратация). Растворы неэлектролитов и электролитов. Водные растворы электролитов. Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метилоранж, их применение и принцип действия. Ионные реакции в растворах. Три типа гидролиза солей. Кислотно-основные свойства веществ.

Пример 1. Рассчитайте молярную, моляльную концентрацию и титр 20 %-го раствора сульфата алюминия. Плотность раствора равна 1,23 г/мл.

Решение. а) Для вычисления молярной концентрации найдем массу сульфата алюминия, содержащуюся в 1000 мл раствора:

$$\begin{array}{r} 20 \text{ г Al}_2(\text{SO}_4)_3 \quad - \quad 100/1,23 \text{ мл раствора} \\ x \quad \quad \quad \quad - \quad 1000 \text{ мл раствора} \\ \hline \end{array}$$

$$x = 20 \cdot 1000 \cdot 1,23 / 100 = 246 \text{ г.}$$

Молярная масса $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равна 342 г/моль, следовательно, $M = 246 / 342 = 0,72$ моль/л.

б) Для расчета моляльной концентрации определим массу сульфата алюминия, приходящуюся на 1000 г воды:

$$\begin{array}{r} 20 \text{ г Al}_2(\text{SO}_4)_3 \quad - \quad 100 - 20 = 80 \text{ г воды} \\ y \quad \quad \quad \quad - \quad 1000 \text{ г воды} \\ \hline \end{array}$$

$$y = 20 \cdot 1000 / 80 = 250 \text{ г.}$$

$$m = 250 / 342 = 0,73 \text{ моль/кг.}$$

в) Титр раствора рассчитаем из пропорции:

$$\begin{array}{r} 20 \text{ г Al}_2(\text{SO}_4)_3 \quad - \quad 100/1,23 \text{ мл раствора} \\ z \quad \quad \quad \quad - \quad 1 \text{ мл раствора} \\ \hline \end{array}$$

$$z = 20 \cdot 1 \cdot 1,23 / 100 = 0,246 \text{ г.}$$

$$T = 0,246 \text{ г/мл.}$$

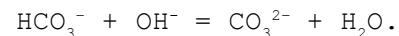
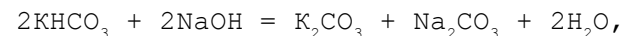
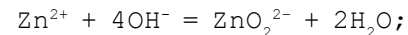
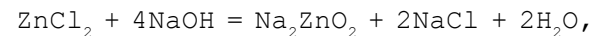
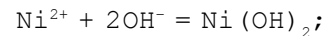
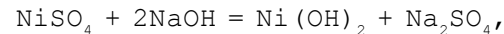
Пример 2. Сколько граммов сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ необходимо растворить в 100 г воды, чтобы: а) понизить температуру замерзания на 1 градус; б) повысить температуру кипения на 1 градус?

Решение. а) По формуле $\Delta t_{\text{зам}} = Km$ находим $m = 1 / 1,86 = 0,538$ моль/кг. Молярная масса $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ равна 342 г/моль, значит, в 1 кг воды необходимо растворить $0,538 \cdot 342 = 184$ г сахарозы. Соответственно в 100 г воды – 18,4 г сахарозы.

б) Аналогично по формуле $\Delta t_{\text{кип}} = Em$ определяем $m = 1 / 0,52 = 1,923$ моль/кг. В 1 кг воды необходимо растворить $1,923 \cdot 342 = 657,7$ г сахарозы, а в 100 г воды соответственно 65,77 г.

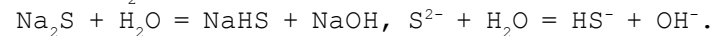
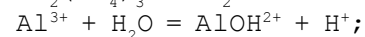
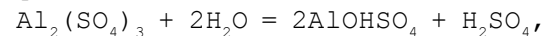
Пример 3. К растворам NaCl , NiSO_4 , ZnCl_2 , KHCO_3 добавили избыток раствора гидроксида натрия. В каких случаях произошли реакции? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

Решение. С гидроксидом натрия будут взаимодействовать растворы NiSO_4 ; ZnCl_2 ; KHCO_3 . Уравнения реакций:



Пример 4. Какие из солей подвергаются гидролизу: а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; б) Na_2S ; в) KCl . Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

Решение. Гидролизу подвергаются $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону), и Na_2S – соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону). Уравнения реакций гидролиза:



Задачи

59. Смешали 60 г 10 %-го раствора и 240 г 20 %-го раствора соляной кислоты. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

60. Смешали 33,6 л H_2 и 67,2 л He при н.у. Определите массовую процентную концентрацию H_2 в образовавшемся газовом растворе.

61. Сколько миллилитров воды необходимо добавить к 300 мл 10 %-го раствора HNO_3 плотностью 1,05 г/мл, чтобы получить 5 %-й раствор?

62. 400 г 30 %-го раствора нитрата калия охладили с 70 °С до 10 °С, в результате получился 20 %-й раствор. Сколько граммов соли выпало в осадок из раствора?

63. В 1 кг воды растворено 666 г KOH , плотность образовавшегося раствора равна 1,395 г/мл. Вычислите: а) процентную концентрацию; б) молярность; в) титр раствора.

64. 1,5 М раствор CuSO_4 имеет плотность 1,22 г/мл. Определите моляльность, титр и процентную концентрацию этого раствора.

65. Дайте определение следующих систем: а) пыль; б) туман; в) суспензия; г) эмульсия; д) взвесь.

66. Что называется: а) золев; б) гелем?

67. Как влияет нагревание на устойчивость коллоидных систем?

68. Какой из солей: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ потребуется меньшее количество для коагуляции отрицательно заряженного золя?

69. При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа. Насколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

70. Чему равно давление насыщенного пара над 10 %-м раствором карбамида $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при 100 °С?

71. На сколько градусов повысится температура кипения воды, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

72. При какой температуре будет замерзать 40 %-й водный раствор этилового спирта?

73. При 25 °С осмотическое давление раствора, содержащего 2,80 г высокомолекулярного соединения в 200 мл раствора, равно 0,70 кПа. Найдите молекулярную массу растворенного вещества.

74. Чему равно осмотическое давление 0,5 М раствора $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ при 25 °С?

75. В 1 мл раствора содержится 10^{18} молекул растворенного неэлектролита. Вычислите осмотическое давление раствора при 298 К.

76. При 100 °С давление пара раствора, содержащего 0,05 моля сульфата натрия в 450 г воды, равно 100,8 кПа. Определите кажущуюся степень диссоциации Na_2SO_4 .

77. Раствор, содержащий 2,1 г КОН в 250 г воды, замерзает при -0,519 °С. Найдите для этого раствора значение изотонического коэффициента.

78. Кажущаяся степень диссоциации хлорида калия в 0,1 М растворе равна 0,80. Чему равно осмотическое давление этого раствора при 17 °С?

79. Напишите уравнения диссоциации следующих кислот:

а) HNO_3 ; б) H_2SO_3 ; в) H_2CO_3 ; г) HClO_4 .

80. Напишите уравнения диссоциации следующих оснований:

а) KOH ; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; г) $\text{Co}(\text{OH})_2$.

81. На какие ионы диссоциируют в воде следующие соли:

а) Na_2SO_4 ; б) $\text{Ba}(\text{HS})_2$; в) FeCl_2 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; д) SnOHCl ?

Составьте уравнения диссоциации.

82. Какие из перечисленных веществ относятся к сильным электролитам, а какие к слабым: а) KNO_3 ; б) H_2CO_3 ; в) KHS ; г) H_2S ; д) $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Составьте уравнения диссоциации.

83. Из каждых 500 молекул некоторого электролита 8 распадаются на ионы. Чему равна степень диссоциации данного электролита? Какой это электролит – сильный или слабый?

84. Рассчитайте концентрацию водородных ионов, если $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$ моль/л.

85. Вычислите концентрацию ионов гидроксила в растворе, если $\text{pH} = 11$.

86. Величина $\text{pH} = 4$. Что нужно добавить к раствору – кислоту или щелочь, – чтобы увеличить pH до 6?

87. Вычислите массу и количество ионов водорода в 100 мл раствора, pH которого равен 5.

88. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между следующими веществами: а) CuSO_4 и KOH ; б) H_2S и CuCl_2 ; в) Na_2CO_3 и CaCl_2 .

89. Допишите уравнения и получите сокращенные ионные уравнения:

а) $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow \dots$;

б) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{MnCl}_2 \rightarrow \dots$;

в) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$.

90. Составьте по два уравнения в молекулярной форме, которые соответствуют каждому из уравнений в сокращенной ионной форме:

а) $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{ZnS}$;

б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;

в) $\text{SO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

91. При помощи молекулярных и ионных уравнений ответьте на следующие вопросы: а) растворы каких солей надо смешать, чтобы получить в осадке сульфат свинца; б) каким способом из NaCl можно получить NaNO_3 ; в) как Na_2SO_4 перевести в NaOH ; г) при смешивании каких двух растворов солей можно получить практически чистую воду?

92. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) FeSO_4 ; б) NaCN ; в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Укажите реакцию среды.

93. Какие из солей подвергаются гидролизу: а) K_2SiO_3 ; б) FeCl_3 ; в) K_2SO_4 ; г) NaNO_3 ? Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

94. Составьте ионное и молекулярное уравнения гидролиза, происходящего при смешивании растворов $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и K_2S .

95. Какой цвет будет иметь лакмус в водных растворах: а) NH_4Cl ; б) K_2SO_3 ; в) NaNO_3 ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

96. Раствор NaH_2PO_4 имеет слабокислую, а раствор Na_3PO_4 — сильнощелочную реакцию. Объясните это с помощью соответствующих ионно-молекулярных уравнений.

97. Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору FeCl_3 усилит гидролиз соли: а) HCl ; б) NaOH ; в) ZnCl_2 ; г) Na_2CO_3 ; д) H_2O ?

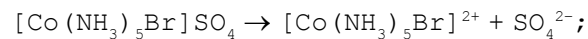
2.4. Комплексные соединения

Донорно-акцепторный способ связывания. Координационная теория Вернера. Внешняя и внутренняя сферы, комплекссообразователи, лиганды, координационные числа. Номенклатура комплексных соединений. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона как мера его прочности. Реакции с участием комплексных соединений. Структура и изомерия комплексных соединений. Роль комплексных соединений в природе и технике.

Пример 1. Какие комплексные изомеры возможны для солей с общей эмпирической формулой $\text{CoBrSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$? Напишите уравнения их первичной диссоциации в водном растворе.

Решение. Центральным ионом-комплексобразователем является Co^{3+} , у которого обычно к.ч. = 6. Во внутреннюю сферу

будут входить все 5 молекул NH_3 (незаряженные частицы) и один из ионов: Br^- или SO_4^{2-} . Поэтому возможны два изомера: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ сульфат бромопентаамминкобальта (III) и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ бромид сульфатопентаамминкобальта (III). Первичная диссоциация этих комплексных солей в растворе:



Задачи

98. Определите заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях: а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; б) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$; в) $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$.

99. Определите степень окисления комплексообразователя в следующих комплексных ионах: а) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$; б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+$; в) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$.

100. Назовите комплексные соли: а) $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$; б) $(\text{NH}_4)_3[\text{RhCl}_6]$; в) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

101. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений: а) нитрат диакватетраамминникеля (II); б) трифторогидроксобериллат магния; в) диамминтетрахлороплатина.

102. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения обменных реакций между: а) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$ и FeSO_4 ; б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и CuSO_4 , имея в виду, что вновь образуемые комплексные соединения не растворимы в воде.

103. Для следующих соединений, изображенных как двойные соли, составьте формулы в виде комплексных соединений: а) $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$; б) $2\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4$; в) $\text{Co}(\text{SCN})_3 \cdot \text{KSCN}$. Напишите уравнения их первичной диссоциации.

Модуль 3. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ (25 баллов)

3.1. Окислительно-восстановительные реакции

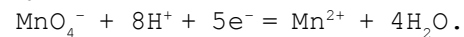
Степень окисления. Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций. Влияние реакции среды на протекание окислительно-восстановительной реакции. Составление урав-

нений окислительно-восстановительных реакций, метод электронного баланса и метод полуреакций.

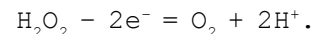
Пример 1. При взаимодействии перманганат-иона с перекисью водорода в кислой среде образуется катион марганца (II) и выделяется молекулярный кислород. Составьте полуреакции и получите уравнение окислительно-восстановительной реакции в ионном виде.

Решение. Составим схему реакции в ионном виде:

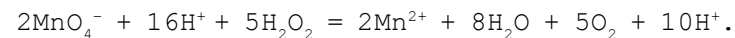
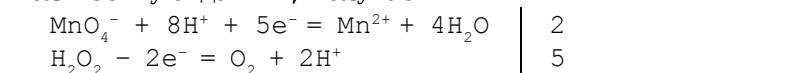
$\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Для превращения $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ необходимо связать четыре кислорода, что осуществляется с помощью ионов водорода: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$. Справа суммарный заряд равен +2, значит, в левую часть необходимо добавить пять электронов:



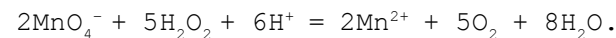
Аналогично в схеме $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$ необходимо в правой части добавить два иона H^+ , а в левой отнять два электрона:



Далее, умножая обе полуреакции на коэффициенты таким образом, чтобы количество принятых электронов было равно количеству отданных, получаем



В окончательном варианте уравнение имеет следующий вид:

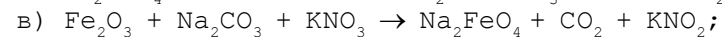
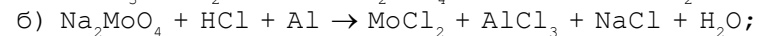
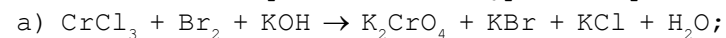


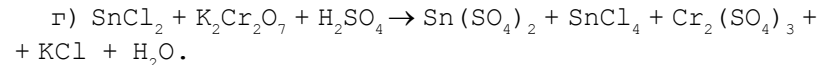
Задачи

104. Какие из веществ: а) HNO_3 ; б) NH_3 ; в) HNO_2 ; г) H_2SO_4 ; д) H_2SO_3 ; е) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ могут быть восстановителями и почему?

105. Определите, в каких схемах происходит окисление, а в каких – восстановление: а) $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; б) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_4^+$; в) $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_2^-$; г) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$; д) $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{IO}_3^-$; е) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-}$.

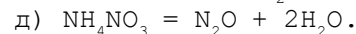
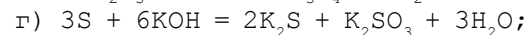
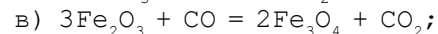
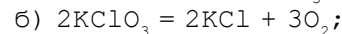
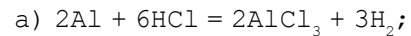
106. Методом электронного баланса уравняйте реакции:



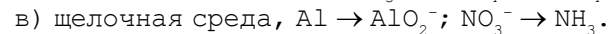
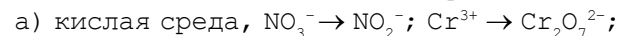


Определите окислитель и восстановитель.

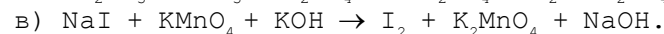
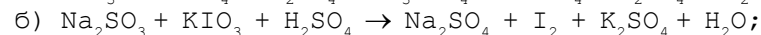
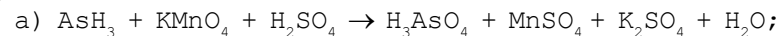
107. Укажите окислитель, восстановитель и определите тип окислительно-восстановительной реакции:



108. Составьте уравнения полуреакций окисления или восстановления с учетом кислотности среды:

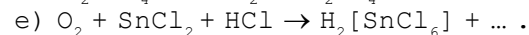
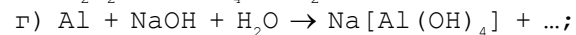
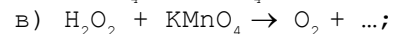
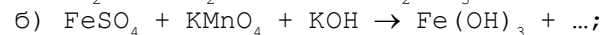
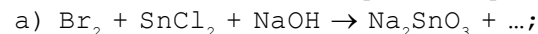


109. Методом полуреакций уравняйте реакции и получите уравнения в ионном виде:



Укажите окислитель и восстановитель.

110. Составьте схему реакции и с помощью метода электронного баланса или метода полуреакций уравняйте:



3.2. Электрохимические системы

Классификация электрохимических процессов. Электрохимический электрод и возникновение двойного электрического слоя на границе металл-раствор. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. ЭДС и ее измерение. Поляризация электродов. Химические источники тока (сухие элементы, аккумуляторы, топливные элементы).

Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Макрогальванокоррозия и микрогальванокоррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии металлов: легирование, электрозащита, протекторная защита, защитные покрытия. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.

Пример 1. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы Cr^{3+} . Определите, при каких концентрациях Cr^{3+} цинковый электрод будет: а) катодом; б) анодом.

Решение. Используя значения стандартных потенциалов $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0,76 \text{ В}$, $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^{\circ} = -0,74 \text{ В}$, напишем выражения электродных потенциалов согласно условию задачи:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = -0,76 \text{ В};$$

$$E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0,74 + \frac{0,059}{3} \lg [\text{Cr}^{3+}].$$

а) Цинковый электрод станет катодом в том случае, если на нем будет протекать процесс восстановления: $\text{Zn}^{2+} + 2e^{-} = \text{Zn}$, а на хромовом электроде – окисление: $\text{Cr} - 3e^{-} = \text{Cr}^{3+}$.

Для этого необходимым условием является: $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} > E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}$.

Решая неравенство $-0,76 > -0,74 + \frac{0,059}{3} \lg [\text{Cr}^{3+}]$, получаем

$$[\text{Cr}^{3+}] < 0,1 \text{ моль/л.}$$

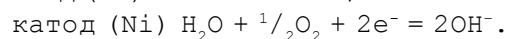
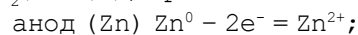
б) Аналогично можно показать, что при $[\text{Cr}^{3+}] > 0,1 \text{ моль/л}$,

$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} < E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}$ и в гальваническом элементе цинковый электрод будет анодом.

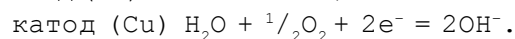
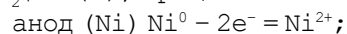
Пример 2. Приведите по одному примеру катодного и анодного покрытий никеля и напишите процессы коррозии, протекающие при нарушении целостности каждого из покрытий на никеле в присутствии влаги.

Решение. Покрывая никель более активным металлом, например цинком, получаем анодный тип покрытия, а медное покрытие, соответственно, будет относиться к катодному типу. При нарушении целостности покрытия в обоих случаях в присутствии электролита (влаги + кислород воздуха) образуются гальванопары, в результате работы которых протекают процессы коррозии.

а) $(-) \text{Zn} | \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 | \text{Ni} (+)$, процессы:



б) $(-) \text{Ni} | \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 | \text{Cu} (+)$, процессы:



Задачи

111. Будет ли реагировать металлический цинк с растворами: а) хлорида натрия; б) сульфата магния; в) хлорида олова (II); г) сульфата меди (II)?

Напишите уравнения реакций.

112. Рассчитайте электродные потенциалы магния в растворе его соли при 25°C и концентрациях иона Mg^{2+} : а) $0,1 \text{ M}$; б) $0,01 \text{ M}$; в) $0,001 \text{ M}$.

113. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь выступает в качестве катода, а в другом — анода. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов и вычислите значения их стандартных ЭДС.

114. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи следующих гальванических элементов: а) $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$; б) $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$; в) $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$, если все растворы электролитов одномолярные? Какой металл будет растворяться в каждом случае?

115. Гальванический элемент составлен из стандартного водородного электрода и водородного электрода, погруженного в раствор с $\text{pH} = 12$. При работе элемента на каком электроде водород будет окисляться, а на каком — восстанавливаться? Рассчитайте ЭДС элемента.

116. Какой металл – никель или железо – будет разрушаться при коррозии, протекающей на поврежденной поверхности никелированного стального предмета в присутствии влаги? Напишите процессы коррозии.

117. Ускорится или замедлится процесс коррозии железа в растворе кислоты, если к железу прикрепить пластинку из: а) цинка; б) серебра?

118. Цинковая пластинка соединена с медной. Напишите, какие коррозионные процессы будут протекать, если эти пластинки находятся: а) в растворе HCl; б) на воздухе и подвержены воздействию влаги.

119. Цинковое изделие содержит примеси алюминия и олова. Какая из этих примесей менее опасна с точки зрения коррозии цинкового изделия? Опишите возможные процессы коррозии этого изделия в присутствии влаги.

120. Протектором из какого металла можно защитить медно-никелевый сплав? Опишите процессы гальванокоррозии в отсутствие и присутствии протектора во влажной среде.

121. Оцинкованное железо при нарушении целостности цинкового покрытия начинает само разрушаться после растворения 40 % площади покрытия. Сколько времени будет продолжаться защитное действие цинкового покрытия, если его исходная масса равна 400 г, а сила коррозионного тока 0,02 А?

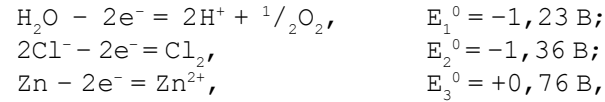
122. Трамвайный рельс подвергается коррозии блуждающим током 22 А. Через какой отрезок времени электрокоррозии придется сменить рельс, если потеря массы железа при этом составит 12 кг?

3.3. Электролиз

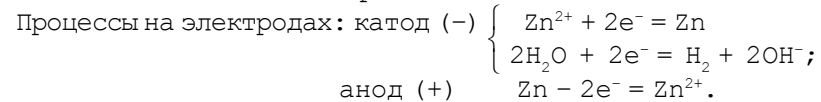
Последовательность электродных процессов на катоде и аноде. Три типа электролиза, их принципиальное различие. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Закон Фарадея. Физический смысл электрохимической эквивалентной массы вещества. Выход по току. Практическое применение электролиза.

Пример 1. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора хлорида цинка, если: а) анод цинковый; б) анод угольный.

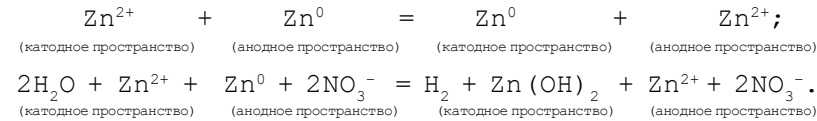
Решение. а) В растворе хлорид цинка диссоциирует на ионы: $ZnCl_2 = Zn^{2+} + 2Cl^-$. Цинк относится к группе среднеактивных металлов, поэтому на катоде будет проходить процесс совместного восстановления катионов цинка и молекул воды. На аноде среди трех возможных процессов окисления:



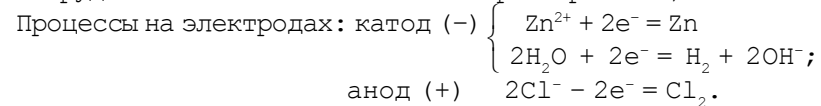
преимущественно будет идти последний, так как для него наивысшее значение стандартного окислительного потенциала.



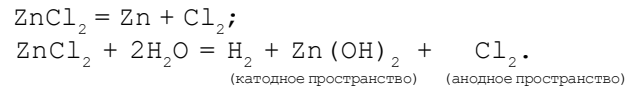
Поскольку на катоде протекают две параллельные реакции, поэтому суммарное уравнение процесса необходимо отразить в виде двух реакций:



б) Поскольку угольный анод относится к инертным материалам, то в этом случае на аноде будет идти процесс окисления анионов хлора (окисление молекул воды в данном случае затрудняется из-за значительного перенапряжения).

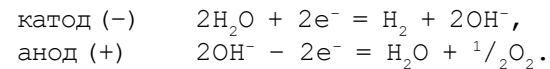


Суммарное уравнение процесса в виде двух реакций:



Пример 2. Найти объем кислорода (н.у.), который выделится при пропускании тока силой 6 А в течение 30 мин через водный раствор КОН.

Решение. Процессы на электродах:



Для расчета объема выделившегося на аноде кислорода представим уравнение закона Фарадея в виде: $V = V_0 I t / F$,
 $V_0(\text{O}_2) = 22,4 / (2 \cdot 2) = 5,6$ л/моль.
 $V = 5,6 \cdot 6 \cdot 30 \cdot 60 / 96500 = 0,627$ л.

Задачи

123. Напишите уравнения процессов, протекающих на угольных электродах при электролизе водных растворов: а) BaCl_2 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

124. Какие процессы будут протекать на электродах при электролизе K_2S : а) водный раствор; б) расплав. Электроды из инертного материала.

125. В какой последовательности будут выделяться на катоде металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации нитраты кальция, серебра, меди? Какой процесс протекает на аноде?

126. Составьте схему процессов, происходящих на медных электродах при электролизе водного раствора KNO_3 .

127. При электролизе водного раствора соли значение pH в приэлектродном пространстве одного из электродов возросло. Раствор какой соли подвергался электролизу: а) KCl ; б) CuCl_2 ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

128. Составьте уравнения реакций, протекающих при электролизе водного раствора Na_2SO_4 : а) без диафрагмы; б) с диафрагмой. Электроды из инертного материала.

129. При электролизе водного раствора CuCl_2 на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.). Найдите массу меди, выделившейся на катоде.

130. Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин.

131. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 молей воды током силой 2 А?

132. При электролизе водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ током силой 2 А масса катода увеличилась на 8 г. В течение какого времени проводили электролиз?

133. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислите атомную массу металла.

134. При электролизе водного раствора AgNO_3 в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра. Определите выход серебра в процентах от теоретического.

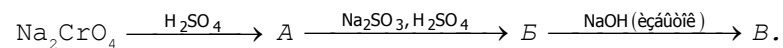
135. Электрохимическая эквивалентная масса некоторого элемента равна 0,0963 мг/Кл. Чему равно ее значение в единицах: г/(А·ч)?

Модуль 4. ИЗБРАННЫЕ ВОПРОСЫ ХИМИИ (10 баллов)

4.1. Общие физико-химические свойства металлов

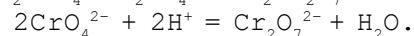
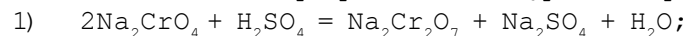
Физические свойства металлов. Классификация металлов по: а) плотности; б) температуре плавления. Распространенность и состояние металлов в природе. Основные способы получения металлов, виды металлургии. Химические свойства металлов: Al, Fe, Cr, Mo, W, Mn, Cu, Zn. Металлические сплавы. Три типичных вида диаграмм плавкости сплавов, состоящих из двух металлов. Применяемые в промышленности сплавы на основе: а) железа; б) меди и никеля; в) алюминия и титана.

Пример 1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

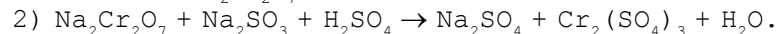


Назовите вещества А, Б и В.

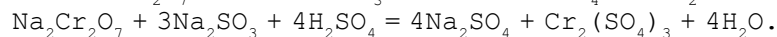
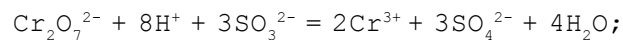
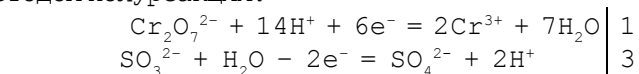
Решение. Записываем превращения в виде уравнений реакций:



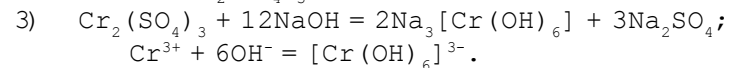
Вещество А: $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — дихромат натрия.



Схему окислительно-восстановительной реакции уравниваем методом полуреакций:



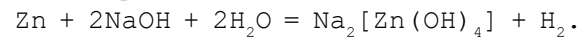
Вещество Б: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат хрома (III).



Вещество В: $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ – гексагидроксохромат (III) натрия.

Пример 2. При длительном нагревании 10 г порошкообразного сплава цинка и кадмия с раствором щелочи было получено 2,124 л водорода (н.у.). Определите процентный состав сплава.

Решение. Цинк проявляет амфотерные свойства, поэтому он будет взаимодействовать с раствором щелочи, а кадмий – нет. Уравнение реакции:



Рассчитаем массу прореагировавшего цинка, используя закон эквивалентов:

$$m(\text{Zn}) / M_{\text{э}}(\text{Zn}) = V(\text{H}_2) / V_{\text{э}}(\text{H}_2);$$

$$m(\text{Zn}) = 32,5 \cdot 2,124 / 11,2 = 6,16 \text{ г.}$$

Процентный состав сплава:

$$\% \text{Zn} = 6,16 / 10 \cdot 100 = 61,6; \quad \% \text{Cd} = 100 - 61,6 = 38,4.$$

Задачи

136. Расположите металлы – железо, цинк, вольфрам, никель, висмут – в порядке повышения температуры плавления.

137. Плотность алюминия равна 2,70 г/см³, никеля – 8,91 г/см³. Рассчитайте, какой объем будут занимать эти металлы, взятые в количестве 1 моль.

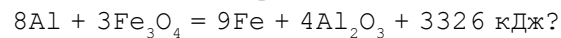
138. Вольфрам получают, восстанавливая оксид WO_3 водородом. Вычислите объем водорода (н.у.), необходимый для восстановления концентрата вольфрамовой руды массой 200 кг, если массовая доля WO_3 в концентрате равна 92,8 %.

139. Почему алюминий не получают электролизом водных растворов его солей? Напишите уравнения реакций, протекающих на угольных электродах при электролизе водного раствора хлорида алюминия.

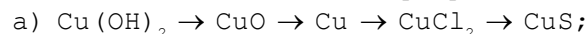
140. Чугун содержит углерод в виде соединения с железом Fe_3C (цементит). Массовая доля углерода в чугуне равна 3,6 %. Вычислите массовую долю цементита в чугуне.

141. Феррат калия K_2FeO_4 образуется при сплавлении Fe_2O_3 с KNO_3 в присутствии гидроксида калия. Составьте уравнение реакции.

142. Сколько тепла выделится при получении 1 кг железа, исходя из следующей реакции:



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



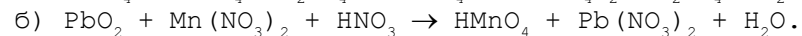
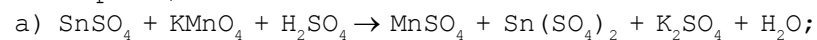
144. Смесь меди и оксида меди (II) массой 2 г растворили в концентрированной серной кислоте. При этом образовался газ объемом 0,56 л (н.у.). Вычислите массу оксида меди в исходной смеси.

145. В раствор нитрата серебра поместили образец меди массой 50,6 г. Через некоторое время масса образца увеличилась до 54,4 г. Вычислите массу осажденного на меди серебра.

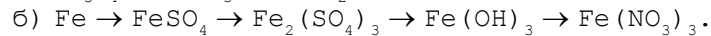
146. Напишите уравнения реакций, которые доказывают амфотерный характер оксида и гидроксида алюминия.

147. При взаимодействии растворов хлорида алюминия и сульфида натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия. Напишите уравнения реакций, которые могут объяснить это явление.

148. Методом электронного баланса уравняйте следующие схемы реакций:

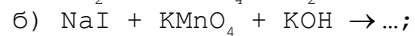


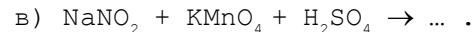
149. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:



150. Свежеприготовленный гидроксид железа (II) имеет белый цвет. Однако, находясь в контакте с влагой на воздухе, он быстро темнеет. Напишите уравнения реакций.

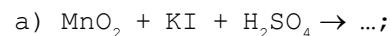
151. Составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:





152. Напишите уравнения реакций, которые подтверждают основной характер оксида марганца (II), амфотерный – оксида марганца (IV), кислотный – оксида марганца (VII) .

153. Почему диоксид марганца может проявлять окислительные и восстановительные свойства? Составьте уравнения реакций:



154. При высокой температуре алюминий с азотом образует нитрид, а с углеродом – карбид алюминия. Напишите уравнения реакций.

155. Как изменяется устойчивость к окислению в ряду: Fe (II) – Co (II) – Ni (II)? Как изменяется окислительная способность в ряду: Fe (III) – Co (III) – Ni (III)?

156. Сплав меди с оловом массой 20 г (массовая доля олова в сплаве равна 11,9 %) поместили в соляную кислоту. Рассчитайте объем водорода (н.у.), который выделится в результате реакции.

157. Сплав олова со свинцом содержит 73 % (мас.) олова. Найдите массу эвтектики в 1 кг твердого сплава, если эвтектика включает 64 % (мас.) олова.

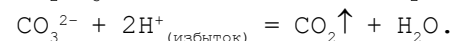
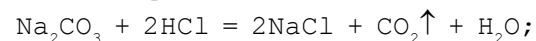
4.2. Химическая идентификация и анализ вещества

Чистота веществ. Идентификация катионов и анионов. Классификация количественных методов анализа. Гравиметрический метод. Объемный метод. Электрохимические методы. Хроматографический анализ. Оптические методы анализа.

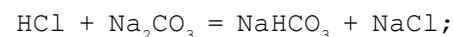
Пример 1. В трех пробирках находятся растворы соляной кислоты, карбоната натрия и бромида калия. Распознайте каждый из растворов, используя их в качестве реактивов. Составьте план определения.

Решение. Содержимое каждой из трех пробирок можно определить по качественным изменениям при их попарном смешивании. Только раствор KBr не дает никаких видимых изменений при добавлении к двум другим растворам – Na_2CO_3 и HCl , поэтому данный раствор сразу определяется. Оставшиеся два раствора реагируют друг с другом с выделением газа

(CO₂) и, казалось бы, их не различить. Тем не менее проанализируем, что будет происходить при добавлении небольших порций одного раствора к другому. При добавлении даже небольших количеств карбоната натрия в раствор соляной кислоты обнаруживается выделение газа:



А при небольших добавках соляной кислоты к раствору карбоната натрия выделение газа не будет обнаруживаться, так как протекает следующая реакция:



Таким образом, по разным эффектам при небольших взаимных добавках этих растворов определяется их содержимое.

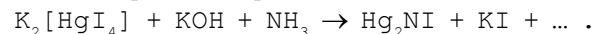
Пример 2. Рассчитайте, можно ли обнаружить катионы Fe³⁺ с помощью роданида аммония NH₄CNS, если имеется 0,0001 %-й раствор соли FeCl₃ (ρ = 1 г/мл), а предельно открываемая концентрация Fe³⁺ по этой реакции равна 10 мг/л.

Решение. Аналитическое определение ионов Fe³⁺ основывается на реакции образования красного цвета роданида железа: Fe³⁺ + 3CNS⁻ = Fe(CNS)₃. Для стандартных растворов с известными значениями концентраций Fe³⁺ инструментально определяются величины оптического поглощения и строится калибровочный график, а затем, измеряя оптическую плотность раствора с неизвестным значением концентрации Fe³⁺, по графику можно найти значение концентрации. Определим по данным задачи содержание железа в растворе: 10⁻⁴ г FeCl₃ содержится в 100 г или 100 г : 1 г/мл = 100 мл раствора, соответственно в 1 л раствора содержится 10⁻³ г FeCl₃. В этой массе вещества содержание железа составляет 10⁻³ · 56/162,5 = 3,45 · 10⁻⁴ г, или 0,345 мг. Итак, содержание катионов Fe³⁺ в растворе равно 0,345 мг/л, что существенно ниже предельно открываемого значения концентрации (10 мг/л), значит, в рамках этого метода обнаружить ионы Fe³⁺ не удастся.

Задачи

158. Гексанитрокобальтат (III) натрия образует с растворами калиевых солей осадок желтого цвета. Напишите уравнение реакции, используемой для качественного определения присутствия ионов калия в растворе.

159. Щелочной раствор $K_2[HgI_4]$ (реактив Несслера) служит для обнаружения следов аммиака (или ионов NH_4^+). Составьте уравнение реакции:



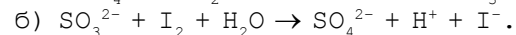
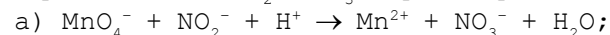
160. В двух пробирках находятся растворы серной кислоты и сульфата натрия. Предложите два способа, при помощи которых можно различить эти растворы.

161. В трех пробирках находятся растворы нитрата серебра, иодида калия и хлорида кальция. Можно ли различить эти растворы, пользуясь только пустыми пробирками? Напишите уравнения реакций.

162. Как определить состав газовой смеси, содержащей углекислый газ, азот и хлороводород?

163. Для установления химической формулы вещества, состоящего из элементов С, Н и S, некоторое его количество было сожжено и получено 1,32 г CO_2 , 1,08 г H_2O и 1,92 г SO_2 . Плотность пара вещества по водороду $D = 24$. Выведите формулу вещества и напишите уравнение его горения.

164. Составьте полные молекулярные уравнения по следующим схемам, используемым для определения количественного содержания ионов NO_2^- и SO_3^{2-} в растворе:



165. На титрование 20 мл раствора H_2SO_4 затрачено 40 мл 0,1 М раствора KOH. Вычислите молярную концентрацию и титр раствора H_2SO_4 .

166. При анализе навески соединения бария получен осадок $BaSO_4$ с массой 0,464 г. Какой массе: а) Ba; б) BaO; в) $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ соответствует масса полученного осадка?

167. При анализе сплава, содержащего Ag, получен AgCl, масса которого равна массе взятого для анализа сплава. Определите массовую долю, %, серебра в сплаве.

168. Навеску 0,4526 г кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ растворили в воде. При добавлении 2 мл 1 М раствора H_2SO_4 весь барий из раствора полностью осаждается в виде сульфата бария. Определите количество молекул воды в исходном кристаллогидрате.

169. Медная руда содержит минерал халькопирит CuFeS_2 и другие примеси, в состав которых медь не входит. Массовая доля халькопирита в руде составляет 5 %. Вычислите массовую долю меди в этой руде.

170. При помощи химического анализа установлено, что в некотором соединении массовые доли элементов равны: калия – 39,6 %, марганца – 27,9 %, кислорода – 32,5 %. Определите формулу этого соединения.

171. Воздух содержит в качестве примеси диоксид углерода. При пропускании воздуха объемом 6 м³ (н.у.) через раствор гидроксида кальция образуется карбонат кальция массой 9 г. Рассчитайте объемную долю диоксида углерода в воздухе.

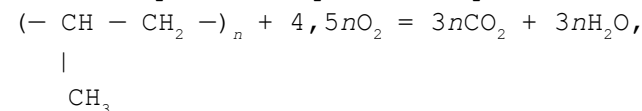
172. К сплаву железа с углеродом массой 5 г добавили избыток соляной кислоты. По окончании реакции объем выделившегося водорода составил 1,96 л (н.у.). Вычислите массовую долю углерода в сплаве с железом.

4.3. Органические полимерные материалы

Методы получения полимеров. Зависимость свойств полимеров от состава и структуры. Химические свойства полимерных конструкционных материалов. Применение полимеров. Понятие о мембранах. Химический состав и структура мембран. Проницаемость мембран и основные виды транспорта веществ через мембрану. Применение активных мембран в виде ионообменных смол.

Пример 1. При полном сгорании 5 моль полипропилена образовалось 67 200 л CO_2 (н.у.). Чему равна степень полимеризации полимера?

Решение. Уравнение горения полипропилена:



где n – отражает среднюю степень полимеризации полимера.

Из 1 моль полипропилена образуется 3л моль CO_2 , соответственно из 5 моль полипропилена – 15л моль CO_2 . Рассчитаем количество образовавшегося CO_2 :

$$v(\text{CO}_2) = 67\,200 : 22,4 = 3000 \text{ моль. Тогда } 15n = 3000, n = 200.$$

Пример 2. По обе стороны мембраны, проницаемой только для молекул воды, поместили одинаковые объемы двух растворов KClO_4 и K_2SO_4 с одинаковыми концентрациями C , моль/л. Что можно сказать о значениях их концентраций после установления равновесия в системе? Принять степени диссоциации солей равными единице.

Решение. Согласно условию задачи в растворах происходит полная диссоциация солей на ионы: $\text{KClO}_4 = \text{K}^+ + \text{ClO}_4^-$; $\text{K}_2\text{SO}_4 = 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Концентрации растворенных частиц – ионов в растворах, соответственно, равны $2C$ и $3C$. Поэтому эти два раствора характеризуются различными значениями осмотических давлений. Молекулы воды будут переходить из раствора KClO_4 в раствор K_2SO_4 до выравнивания концентрации ионов. Пусть объем переместившейся воды равен V л, если принять, что объемы исходных растворов равны 1 л, то $2C/(1 - V) = 3C/(1 + V)$. Из этого уравнения получаем $V = 0,2$ л. Определим концентрацию ионов K^+ и ClO_4^- в растворе: $2C/(1 - 0,2) = 2,5C$, а концентрация соли KClO_4 в растворе: $2,5C : 2 = 1,25C$. Аналогично для второго раствора концентрация ионов K^+ и SO_4^{2-} равна $3C/(1 + 0,2) = 2,5C$, а концентрация соли K_2SO_4 в растворе $2,5C : 3 = 0,83C$.

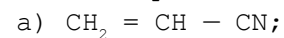
Задачи

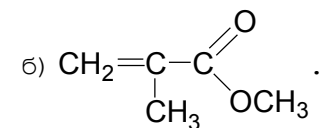
173. Напишите реакцию совместной полимеризации этилена и пропилена, взятых в равных количествах.

174. Напишите реакцию поликонденсации этиленгликоля ($\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$) и малоновой кислоты ($\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$).

175. Изобразите структурные формулы элементарного звена и мономера для: а) натурального каучука; б) синтетического каучука.

176. Напишите структурные формулы и назовите полимеры, для которых мономеры имеют следующее строение:

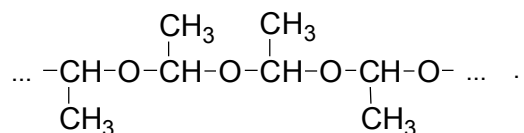




177. Средняя молекулярная масса полистирола равна 26 000. Чему равна степень полимеризации?

178. Образец полимера состоит из смеси макромолекул: 3 моль с $M = 1000$ а.е.м., 2 моль с $M = 5000$ а.е.м. и 1 моль с $M = 2000$ а.е.м. Чему равна средняя молекулярная масса полимера?

179. Полимер имеет строение:



Найдите структурное звено и структурную формулу мономера.

180. Как можно объяснить меньшую устойчивость полистирола по сравнению с полиэтиленом к действию концентрированной азотной кислоты?

181. При осмосе происходит самопроизвольный переход растворителя в раствор, отделенный от него мембраной (полупроницаемой перегородкой). Молекулы сахара не проходят через мембрану, что можно объяснить большими их размерами по сравнению с молекулами воды. Как объяснить, что осмотическим давлением обладают растворы HCl , LiCl , NaCl и других веществ? Казалось бы, ионы должны даже легче проходить через перегородку, чем молекулы воды.

182. Внутри клеток млекопитающих значение $\text{pH} \sim 7,0$, а за мембраной клетки в окружающей жидкости $\text{pH} \sim 7,4$. Рассчитайте возникающую в этих условиях ЭДС при $T = 298 \text{ K}$.

183. Два раствора: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ объемом V , концентрацией C , моль/л; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ объемом $2V$, концентрацией C , моль/л, разделены мембраной, проницаемой только для молекул воды. Будут ли равны значения концентраций в этих растворах после выравнивания их осмотических давлений?

184. По одну сторону мембраны, проницаемой для воды, ионов K^+ и Cl^- и непроницаемой для молекул тростникового сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$), поместили 100 мл раствора, содержащего 35 г сахара в 1000 мл раствора, а по другую – 500 мл раствора, содержащего 11 г хлорида калия в 2000 мл раствора. Как распределятся хлорид калия и сахар в растворах по обе стороны от мембраны? Каков состав растворов после установления равновесия? Под каким давлением должен находиться раствор сахара, чтобы его концентрация не изменилась?

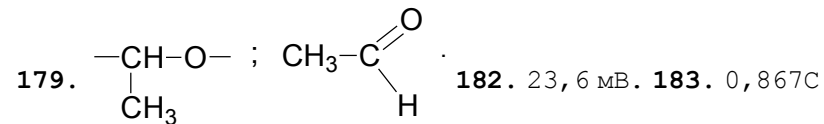
185. 1 М раствор соли NaA (где A^- – анион) отделен от 1 М раствора $NaCl$ мембраной, проницаемой для ионов Na^+ и Cl^- и непроницаемой для ионов A^- . Каков будет состав растворов после установления мембранного равновесия? Объемы растворов равны.

Ответы к задачам

1. 41,5 моль; 705,5 г. **2.** а) 3,85 моль; б) 1,67 моль; в) 1,23 моль. **3.** 44,6 моль. **4.** 137 г/моль – Ва. **5.** 126,8 г/моль – I (йод). **6.** Реакции с HCl и $NaOH$. **7.** Реакции с HCl и SO_3 . **8.** Реакции с $NaOH$ и K_2O . **9.** HCl ; H_2S ; Cl_2 ; SO_2 . **10.** Использовать по стадиям: H_2SO_4 ; $NaOH$; нагрев; HCl . **11.** а) нитрат цинка; б) хромат дигидроксожелеза (III); в) сульфат гидроксоалюминия; г) гидросульфид кадмия; д) дигидрофосфат кальция. **12.** Соли: $CaSO_4$; $Ca(HSO_4)_2$; $(CaOH)_2SO_4$. **13.** а) хром; б) 24p и 28n; в) 24e. **14.** Тантал; 73p и 108n. **15.** а) 5; б) 7. **16.** а) 32; б) 98. **17.** а) ${}_{36}Kr$; б) ${}_{39}Y$. **18.** а) ${}_{18}Ar 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, валентность = 0; б) ${}_{53}I 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$, валентность = 1; 3; 5; 7; в) ${}_{83}Bi 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$, валентность = 3; 5. **19.** а; г; д; ж. **20.** Хром ${}_{24}Cr$. **21.** Содержат одинаковое число валентных электронов, но не являются электронными аналогами. **22.** а) CrO_3 ; б) Mn_2O_7 . **23.** а) $CsOH$; б) $Va(OH)_2$. **24.** Наибольшее – Pb; наименьшее – Cd. **25.** Уменьшается. **27.** H. **28.** BF. **30.** а) sp^3 ; б) sp^3 ; в) sp^2 ; г) sp. **31.** SO_2 – угловая, полярна; SO_3 – треугольная, неполярна. **32.** VaF_2 и NaF . **33.** а. **34.** а) сближаются; б) отталкиваются; в) отталкиваются. **36.** –4137,5 кДж/моль. **37.** 23 кДж. **38.** 896 кДж. **39.** Нет. **40.** а) $\ddot{A}S^0 > 0$; б) $\ddot{A}S^0 > 0$; в) $\ddot{A}S^0 < 0$.

41. а) 21 кДж, в обратном направлении; б) -3353 кДж, в прямом направлении. **42.** $\Delta G_{400}^{\circ} = -24,8$ кДж; $\Delta G_{1000}^{\circ} = +1$ кДж; $T = 977$ К. **43.** $T = 325$ К; $T < 325$ К. **44.** а) $\Delta S > 0$; б) $\Delta G_T > 0$; в) возможно. **46.** а) Скорость прямой увеличится в 2 раза; б) Скорости увеличатся: прямой в 4 раза, обратной в 2 раза. **47.** Увеличится в 2 раза. **48.** В 10 раз. **49.** а) да; б) нет. **50.** $0,1 \text{ л}^2 / (\text{моль}^2 \cdot \text{мин})$. **51.** $49,9$ кДж/моль. **52.** а) 18 мин; б) 4 с. **54.** а) не влияет; б) увеличение P смещает равновесие влево; в) не влияет. **55.** а) вправо; б) вправо; в) не влияет; г) вправо. **56.** а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции. **57.** $[A] = 2$ моль/л; $[B] = 1$ моль/л. **58.** $1,04$. **59.** 18% . **60.** 20% . **61.** 315 мл. **62.** 50 г. **63.** а) 40% ; б) $9,96$ М; в) $0,56$ г/мл. **64.** $1,53$ моль/кг; $0,24$ г/мл; $19,7\%$. **68.** $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. **69.** На 54 Па. **70.** 98 кПа. **71.** На $0,26$ градуса. **72.** -27 °С. **73.** $49\,528$. **74.** $1\,238$ кПа. **75.** $4,1$ кПа. **76.** $0,74$. **77.** $1,86$. **78.** 434 кПа. **83.** $1,6\%$, слабый. **84.** 10^{-10} моль/л. **85.** 10^{-3} моль/л. **86.** Щелочь. **87.** 10^{-6} моль; 10^{-6} г. **91.** а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$; б) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$; в) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = 2\text{NaOH} + \text{BaSO}_4 \downarrow$; г) $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{AgCl} \downarrow + \text{BaSO}_4 \downarrow$. **93.** а; б. **94.** $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$. **95.** а) красный; б) синий; в) фиолетовый. **96.** $\text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$; $\text{PO}_4^{3-} + \text{HON} = \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$. **97.** б; г; д. **98.** а) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; Fe^{2+} ; к.ч. = 6; б) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$; Cr^{3+} ; к.ч. = 6; в) $[\text{HgI}_4]^{2-}$; Hg^{2+} ; к.ч. = 4. **99.** а) Co^{3+} ; б) Cr^{3+} ; в) Hg^{2+} . **100.** а) хлорид хлороаквадямминпалладия (II); б) гексахлорородиат (III) аммония; в) трихлоротриамминкобальт. **101.** а) $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$; б) $\text{Mg}[\text{Be}(\text{OH})\text{F}_3]$; в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$. **103.** а) $\text{Ca}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; б) $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; в) $\text{K}[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. **104.** б; в; д. **105.** а) окисление; б) восстановление; в) -; г) восстановление; д) окисление; е) -. **107.** а) межмолекулярный; б) внутримолекулярный; в) межмолекулярный; г) диспропорционирование; д) контрпропорционирование. **108.** а) $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$; $2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} - 6\text{e}^- = \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$; б) $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$; $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$; в) $\text{Al} + 4\text{OH}^- - 3\text{e}^- = \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{NO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- = \text{NH}_3 + 9\text{OH}^-$. **110.** а) ... + $\text{NaBr} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; б) ... + $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$; в) ... + $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$; г) ... + H_2 ; д) ... + $\text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

е) ... + H₂O. **111.** а) нет; б) нет; в) да; г) да. **112.** а) -2,39 В; б) -2,42 В; в) -2,45 В. **114.** а) от Mg к Pb; б) от Pb к Cu; в) от Cu к Ag. **115.** 0,71 В. **116.** Fe. **117.** а) замедлится; б) ускорится. **119.** Al. **120.** Zn или Al. **121.** 275 сут. **122.** 21,8 сут. **125.** Ag, Cu; (+) H₂O - 2e⁻ = 2H⁺ + 1/2 O₂. **127.** а. **129.** 1,6 г. **130.** 12 г. **131.** 53,6 ч. **132.** 6,19 ч. **133.** 114,8. **134.** 95,3%. **135.** 0,347 г/(А·ч). **136.** Bi, Zn, Ni, Fe, W. **137.** 10 см³; 6,6 см³. **138.** 53,76 м³. **140.** 54%. **142.** 6599 кДж. **144.** 0,4 г. **145.** 5,4 г. **150.** 4Fe(OH)₂ + O₂ + 2H₂O = 4Fe(OH)₃; 2Fe(OH)₃ = Fe₂O₃·xH₂O + (3-x)H₂O. **153.** а) ... KIO₃ + MnSO₄ + H₂O; б) ... K₂MnO₄ + KNO₂ + H₂O. **155.** Увеличивается; увеличивается. **156.** 0,448 л. **157.** 750 г. **158.** 3K⁺ + [Co(NO₂)₆]³⁻ = K₃[Co(NO₂)₆]↓. **159.** ... + H₂O. **162.** Пропустить через раствор NaOH. Ионы CO₃²⁻ связать ионами Ba²⁺; ионы Cl⁻ связать ионами Ag⁺. **163.** CH₄S. **165.** 0,1 М; 0,0098 г/мл. **166.** а) 0,273 г; б) 0,305 г; в) 0,486 г. **167.** 75,3%. **168.** x=1. **169.** 1,7%. **170.** K₂MnO₄. **171.** 0,034%. **172.** 2%. **177.** 250. **178.** 2500.



K₄[Fe(CN)₆]; 1,083С K₃[Fe(CN)₆]. **184.** Раствор 1: концентрация сахара уменьшится (точное значение зависит от площади поверхности раствора) + 0,0615 моль/л KCl; раствор 2: 0,0615 моль/л KCl; P = 2,49 атм. **185.** Раствор 1: 1 М NaA + 0,33 М NaCl; раствор 2: 0,67 М NaCl.

Библиографический список

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия, 1987.
2. Лучинский Г.П. и др. Курс химии. Ч. 1 и 2. М.: Высш. шк., 1971-1972.
3. Зайцев О.С. Общая химия. М.: Химия, 1990.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высш. шк., 2000.
5. Цитович И.К. Курс аналитической химии. М.: Высш. шк., 1994.
6. Кутолин С.А., Писиченко Г.М. Химия. Установочный конспект лекций / Хим. лаб. Новосибирск, 1997.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл-пресс, 2002.
8. Элементы качественного анализа: Метод. указ. / Сост. С.Н. Комарова. Новосибирск: НИИЖТ, 1980.

9. *Энергетика и направленность химических процессов*: Метод. указ. / Сост. М.В. Петрова, С.А. Кутолин. Новосибирск: НИИЖТ, 1981.
10. *Электролиз*: Метод. указ. / Сост. Н.В. Кадыкова, Н.А. Чехонина. Новосибирск: НИИЖТ, 1981.
11. *Высокомолекулярные соединения*: Метод. указ. / Сост. Н.В. Кадыкова, Н.А. Чехонина. Новосибирск: НИИЖТ, 1982.
12. *Скорость химических реакций и химическое равновесие*: Метод. указ. / Сост. Н.В. Кадыкова, Н.А. Чехонина. Новосибирск: НИИЖТ, 1983.
13. *Коррозия металлов и методы защиты от коррозии*: Метод. указ. / Сост. Н.В. Кадыкова, Н.А. Чехонина. Новосибирск: НИИЖТ, 1983.
14. *Основные законы химии*: Метод. указ. / Сост. С.А. Кутолин, Е.Г. Смирнова. Новосибирск: НИИЖТ, 1984.
15. *Основные классы неорганических соединений*: Метод. указ. / Сост. Н.А. Чехонина, С.А. Кутолин. Новосибирск: НИИЖТ, 1987.
16. *Окислительно-восстановительные реакции*: Метод. указ. / Сост. Н.В. Кадыкова, Н.А. Чехонина. Новосибирск: НИИЖТ, 1987.
17. *Адсорбция и катализ*: Метод. указ. / Сост. С.А. Кутолин, Р.Е. Кирикова. Новосибирск: НИИЖТ, 1987.
18. Метод. указ. к лаб. раб. по курсу общей химии. Ч. 1. / Сост. Н.А. Чехонина, Е.Г. Смирнова, Р.Е. Кирикова и др. Новосибирск, 1994.
19. Метод. указ. к лаб. раб. по курсу аналитической химии. Ч. 2. / Сост. С.Н. Рябов, Е.Г. Смирнова, Н.А. Чехонина и др. Новосибирск, 1991.
20. Метод. указ. к лаб. раб. по курсу физической и коллоидной химии. Ч. 3. / Сост. препод. каф. «Химия». Новосибирск: НИИЖТ, 1976.
21. *Физико-химические методы анализа*: Метод. указ. Ч. 1. / Сост. С.А. Кутолин, Г.М. Писиченко, Н.Д. Артеменок. Новосибирск: СГАПС, 1994.
22. *Физические величины и единицы их измерения. Основы титриметрических (объемных) методов анализа*: Метод. указ. / Сост. Г.М. Писиченко, С.А. Кутолин. Новосибирск: СГАПС, 1995.
23. *Химические источники электроэнергии*: Метод. указ. / Сост. А.В. Шуваев. Новосибирск: СГУПС, 2001.
24. *Химический эквивалент вещества*: Метод. указ. / Сост. А.В. Шуваев, А.И. Булавченко. Новосибирск: СГУПС, 2002.
25. *Булавченко А.И., Шуваев А.В. Электронное строение атомов, валентность и периодическая система Д.И. Менделеева*: Метод. указ. Новосибирск: СГУПС, 2004.

Оглавление

Предисловие	3
Модуль 1. Строение вещества (35 баллов)	4
1.1. Основные понятия и законы химии	4
1.2. Строение атома и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева ..	5
1.3. Химическая связь и строение молекул	8
Модуль 2. Общие закономерности химических процессов. Растворы (30 баллов)	11
2.1. Химическая термодинамика	11
2.2. Химическая кинетика и химическое равновесие	13
2.3. Растворы	16
2.4. Комплексные соединения	21
Модуль 3. Электрохимические процессы (25 баллов)	22
3.1. Окислительно-восстановительные реакции	22
3.2. Электрохимические системы	24
3.3. Электролиз	27
Модуль 4. Избранные вопросы химии (10 баллов)	30
4.1. Общие физико-химические свойства металлов	30
4.2. Химическая идентификация и анализ вещества	33
4.3. Органические полимерные материалы	36
Ответы к задачам	39
Библиографический список	41

Учебное издание

Щуваев Александр Васильевич

МОДУЛИ ПО ХИМИИ

Методические указания к самостоятельной работе

Редактор *М.А. Турбина*

Компьютерная верстка *Ю.В. Борцова*

Изд. лиц. ЛР № 021277 от 06.04.98.

Подписано в печать 23.10.06.

2,75 печ. л.

2,0 уч.-изд. л.

Тираж 300 экз.

Заказ № 1636

Издательство Сибирского государственного университета путей сообщения

630049 Новосибирск, ул. Д. Ковальчук, 191

Тел./факс. (383) 228-73-81. E-mail: press@stu.ru