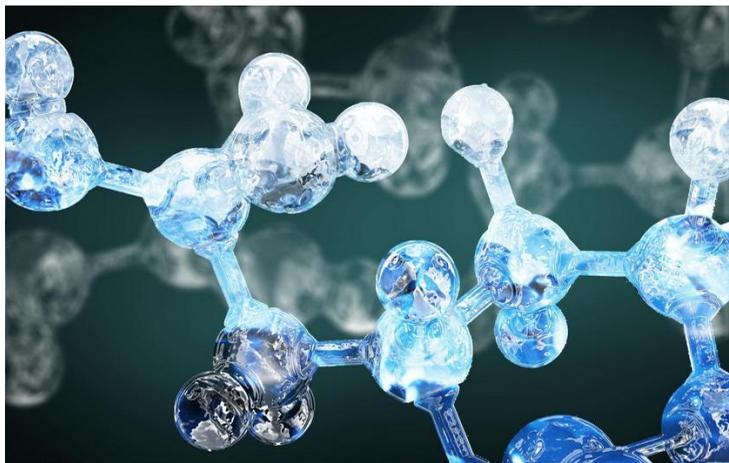


**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Чувашский государственный университет имени И.Н. Ульянова»

ОБЩАЯ ХИМИЯ

**Методические указания
для самостоятельной работы**



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Чувашский государственный университет имени И.Н. Ульянова»

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания
для самостоятельной работы

Чебоксары
2013

УДК 54 (076)
ББК 24.1

Составители: Ф.И. Иванова
Е.Г. Зиновьева
В.А. Ефимов

Общая химия: метод. указания для самостоятельной работы / сост. Ф.И. Иванова, Е.Г. Зиновьева, В.А. Ефимов. – Чебоксары: Изд-во Чуваш. ун-та, 2013. – 32 с.

Содержат вопросы, упражнения и задания, направленные на изучение общей химии.

Для студентов химико-фармацевтического факультета Чувашского университета, изучающих общую химию. Могут быть использованы преподавателями для достижения единства требований при опросе на семинарах и коллоквиумах.

Утверждено Учебно-методическим советом университета

Ответственный редактор д-р хим. наук, проф. А.Н. Лыщиков

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания для самостоятельной работы

Редактор *Л.Г. Григорьева*
Компьютерная верстка и правка *Т.В. Калишовой*

Согласно Закону № 436-ФЗ от 29 декабря 2010 года
данная продукция не подлежит маркировке

Подписано в печать 20.06.2013. Формат 60×84/16. Бумага газетная.
Печать офсетная. Гарнитура Таймс. Усл. печ. л. 1,86. Уч.-изд. л. 2,0.
Тираж 150 экз. Заказ № 395.

Издательство Чувашского госуниверситета
Типография университета
428015 Чебоксары, Московский просп., 15

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Атом: определение, параметры, состав

Вопросы

1. Дайте определение атома.
2. Параметры атома как частицы: масса, объем, радиус.
3. Назовите составные части атома; параметры ядра.
4. История открытия ядра.
5. Состав ядра. История открытия протонов и нейтронов.
6. Параметры протонов и нейтронов (размеры, масса, заряд).
7. Взаимосвязь атомной массы (A), заряда ядра (Z), числа протонов (P) и числа нейтронов (N) в ядре.
8. Что такое дефект массы?
9. Что такое изотопы, изобары? Назовите изотопы водорода. Почему атомные массы имеют дробные значения?
10. История открытия электронов. Параметры электрона как частицы: масса, размер, заряд. Число электронов в атоме.

Упражнения

1. Рассчитайте массу атомов ${}^1_1\text{H}$ и ${}^{92}_{238}\text{U}$; объем и радиус атома золота.
2. Перенесите приведенную таблицу в тетрадь и заполните свободные графы.

Частица	Размеры (радиус или объем)	Масса		Заряд		
		г	а.е.м	эл.-ст.ед.	Кл	усл. ед.
Электрон						
Протон						
Нейтрон						
Ядро						
Атом						

3. Природный кислород состоит из трех изотопов с массовыми числами: 16, 17, 18. Рассчитайте среднюю атомную массу кислорода, если массовые доли изотопов составляют соответственно: 99,757; 0,039; 0,204%.

4. Перепишите приведенную таблицу в тетрадь и заполните свободные графы.

Атомная масса	Заряд ядра	Число			Символ элемента
		электронов	протонов	нейтронов	
184			74		
187		75			
	+66			97	
		50			H ₀
195				117	
				52	
	+88		41		
19				10	

Модели атома. Состояние электронов в атоме

Вопросы

1. Модели атома Томсона, Резерфорда.
2. Теория Планка.
3. Спектры. Спектр атомарного водорода. Серии Лаймана, Бальмера, Пашена, Ридберга.
4. Теория Бора. Модель атома водорода по Бору. Постулаты Бора.
5. Радиусы «боровских» орбит, полная энергия электрона, частоты испускаемых, поглощаемых лучей при переходе электронов с одних орбит на другие.
6. Достоинства и недостатки теории Бора.
7. Дополнения теории Бора теориями Зоммерфельда, Зеемана и Штарка.
8. Двойственная природа микрочастиц. Теория А. Эйнштейна.
9. Волна Де-Бройля. Волновая теория движущегося электрона.
10. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера.
11. Физический смысл Ψ^2 . Условия решения уравнения Шредингера. Число решений уравнения.

12. Квантовые числа: n , l , m_l (названия, значения, взаимосвязь).

13. «Разрешенные» наборы n , l , m_l .

14. Атомная орбиталь, АО: определение, обозначение, характеристика квантовыми числами.

15. Пространственное представление атомных орбиталей: форма, размеры, плотность заряда, ориентация в пространстве.

16. Энергия атомных орбиталей. Вырожденные атомные орбитали. Графическое изображение энергетических уровней атомных орбиталей атома водорода, атомов элементов с порядковыми номерами до 21, атомов элементов с порядковыми номерами более 21.

17. Принципы последовательности заполнения АО электронами: а) наименьшей энергии; б) запрета (Паули); в) Гунда. Следствие из принципов Паули и Гунда. «Спаренные» электроны. Устойчивые электронные конфигурации.

18. Естественный ряд последовательности заполнения электронами атомных орбиталей. Обоснование этого ряда Клечковским.

19. Электронные слои (уровни), подслои (подуровни), ячейки (АО).

20. Максимально возможные числа атомных орбиталей, электронов в слое и подслое (уровне и подуровне). Число подуровней в уровне.

Упражнения

1. Рассчитайте радиусы 1-й, 2-й и 3-й «боровских» орбит в атоме водорода. Как они соотносятся?

2. Сколько решений имеет уравнение Шредингера для $n = 1 \dots 5$?

3. Изобразите схемы следующих электронных облаков: $1s$ и $2s$; $2p$ и $3p$; $3p_x$, $3p_y$, $3p_z$. Отрадите в этих схемах различия и сходство.

4. Расположите в ряд перечисленные подуровни в порядке возрастания их энергии (для $Z > 21$): $5s$, $5p$, $5d$, $5f$, $6s$, $6p$, $6d$.

5. Перенесите в тетрадь и заполните следующую таблицу:

Главное квантовое число	1	2					3					
Побочное квантовое число												
Магнитное квантовое число												
Атомная орбиталь												

6. Какая из приведенных конфигураций отвечает наиболее устойчивому состоянию (ответ обоснуйте):



↓	↓	↓	↓	
---	---	---	---	--

или



↓↑	↓↑			
----	----	--	--	--



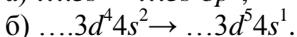
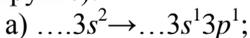
↓	↓	↓
---	---	---

или



↓↑	↓	
----	---	--

7. Выделением или поглощением энергии сопровождаются следующие изменения электронных конфигураций (ответ мотивируйте):



8. Перенесите в тетрадь и заполните следующие таблицы:

а)

Число	Главное квантовое число						
	1	2	3	4	5	6	7
Атомных орбиталей							
Электронов (максимальное число)							
Подуровней							

б)

Число	Побочное квантовое число				
	0	1	2	3	4
Атомных орбиталей					
Электронов (максимальное число)					

9. Перенесите в тетрадь и заполните следующую таблицу:

Квантовое число	Значение квантового числа электрона по порядку											
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
n												
l												
m_l												
m_s												

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА: ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

Вопросы

1. Порядковый номер элемента в периодической системе, его физическая сущность. Закон Мозли. Рентгеновские лучи, рентгеновский спектр.

2. Электронные формулы и электронно-ячеечные структуры атомов элементов. С чем связан эффект, получивший название «провала» электронов, и у каких элементов он отмечается?

3. Периоды в системе: определение, нумерация, физическая сущность номера периода. Различные варианты расположения периодов. Короткопериодный вариант, принцип деления периодов на ряды.

4. Группы в системе: определение, нумерация, физическая сущность номера группы. Валентность элементов, валентные электроны. Деление групп на подгруппы. Сходство и различие элементов главных и побочных подгрупп с позиций строения атомов.

5. Особое место водорода, элементов побочной подгруппы 8-й группы, лантаноидов и актиноидов в периодической системе.

6. Классификация элементов на s -, p -, d -, f - семейства. Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.

7. Что такое периодичность? Проиллюстрируйте ответ примерами.

8. Понятия орбитального и эффективного радиусов атомов. Характер изменения радиусов атомов элементов в периодах, в главных и побочных подгруппах, в рядах лантаноидов и актиноидов. Эффекты экранирования и проникновения. «Внутренние» максимумы и минимумы на кривых зависимости радиусов

атомов от положения элементов в периодической системе. Периодичность изменения радиусов.

9. Понятие энергии ионизации (I) и сродства к электрону (E), единицы этих величин. От каких факторов зависят эти энергии? Характер изменения этих энергий в периодах, главных и побочных подгруппах, в рядах лантаноидов и актиноидов. Периодичность изменения I и E . Энергия ионизации и сродства 2-го, 3-го, ..., n -го электронов. Электроотрицательность.

Упражнения

1. Обоснуйте правильность расположения приведенных элементов в системе Д.И. Менделеева с позиций современной теории строения атома:



2. Не обращаясь к периодической системе, запишите электронные формулы атомов элементов, опираясь на данные, приведенные в таблице:

Период	III	IV	V	VI
Группа	4	5	6	7
Подгруппа	главная	побочная	главная	побочная
Электронная формула				

3. Назовите элементы, максимальная валентность которых не соответствует номерам групп, в которых они находятся.

4. Перенесите приведенную таблицу в тетрадь, допишите электронные формулы атомов, заполните свободные графы таблицы:

Электронная формула атома	Период	Группа	Подгруппа	Семейство	Символ
... $3s^2$					
... $3d^3$...					
... $4p^3$					
... $4d^7$...					
... $5s^1$					
... $4f^3$...					

5. Назовите лантаноиды, на $4f$ -подуровне которых находится 4 и 9 электронов.

6. Используя справочные данные, постройте графики зависимости радиусов атомов, энергий ионизации и сродства к электрону от порядкового номера для элементов II и IV периодов, для лантаноидов, для главных и побочных подгрупп 4 и 7 групп (по оси абсцисс откладывайте порядковый номер, по оси ординат – радиус, энергию ионизации, энергию сродства к электрону).

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Вопросы

1. Химическая связь: определение, характеристики. Основные типы химической связи.

2. Квантово-механический и электростатический подходы к объяснению химической связи.

3. Основные черты метода валентных схем (МВС). Валентные схемы молекул. Теория резонанса.

4. Механизм образования ковалентной связи на примере водорода. Оптимальное расстояние между ядрами. Причина выделения энергии при образовании молекулы H_2 .

5. Потенциальные кривые систем из сближающихся атомов водорода с параллельной и антипараллельной ориентацией спинов электронов.

6. Ковалентная связь: определение, условное изображение. Насыщаемость ковалентной связи.

7. Типы перекрывания атомных орбиталей. Зависимость прочности связи от типа перекрывания. Степень перекрывания. Направленность ковалентной связи.

8. Перекрывание АО по σ -, π -, δ -типам. Сравнительная прочность σ - и π -связей. Кратные связи.

9. Числовое значение ковалентности. Возбуждение атома. Энергия возбуждения. Максимальная ковалентность элементов II периода.

10. Гибридизация АО. Причины и условия гибридизации. Изображение гибридных АО. Сравнительная прочность связей, образованных при участии гибридных и «чистых» атомных орбиталей.

11. Типы гибридизации: sp , sp^2 , sp^3 , dsp^2 , sp^3 , sp^3d^2 .
12. Типы ковалентной связи: неполярная и полярная.
13. Степень полярности связи, количественная характеристика.
14. Диполь. Дипольный момент: постоянный, мгновенный, индуцированные. Дипольный момент – векторная величина. Дипольный момент сложных молекул.
15. Параметры молекул с ковалентными связями: длины связей, энергии связей, валентные углы.
16. Геометрия молекул типа AB_2 .
17. Геометрия молекул типа AB_3 .
18. Геометрия молекул типа AB_4 .
19. Геометрия молекул типа A_2B_2 ; AB_5 ; AB_6 .
20. С помощью каких методов можно установить геометрию молекул?
22. Донорно-акцепторная связь как разновидность ковалентной связи. Дативная связь.
23. Некоторые аномальные (с точки зрения МВС) типы химической связи (одноэлектронная, трехэлектронная, трехцентровая).
24. Ковалентная связь с точки зрения метода молекулярных орбиталей (ММО). Основные положения ММО. Характеристика МО. Линейная комбинация АО – МО. Связывающая и разрыхляющая МО.
25. Пространственное изображение МО (σ_s и σ_s разр; σ_p и σ_p разр; π_p и π_p разр). Схема энергетических уровней МО.
26. Запись электронных формул простейших молекул типа A_2 AB , AB_2 . Как рассчитать кратность связи, используя ММО?
27. Ионная связь: определение, условия образования. Процент ионности в отдельных молекулах и кристаллическом состоянии вещества.
28. Ненасыщенность и ненаправленность ионной связи. Свойства веществ с ионным типом связи.
29. Поляризация связей и частиц, относительная способность анионов, катионов, незаряженных частиц поляризоваться и поляризовать.
30. Факторы, влияющие на поляризацию частиц. Зависимость степени поляризации от положения элемента в периодической системе.

31. Взаимосвязь свойств веществ с поляризацией (тип связи, растворимость, плавкость, термическая и гидролитическая устойчивость, способность к изоморфным превращениям, окраска).

32. Металлическая связь. Теория электронного газа и валентных зон.

33. Водородная связь: определение, энергия, условия образования, разновидности водородной связи.

34. Как отображается образование водородной связи на свойствах вещества?

35. Межмолекулярные силы сцепления Ван-дер-Ваальса. Типы взаимодействия молекул. Зависимость энергий этих взаимодействий от температуры, расстояния, поляризуемости частиц и других факторов.

36. Агрегатное состояние веществ. Уравнение газового состояния. Кристаллы. Дефекты кристаллической решетки.

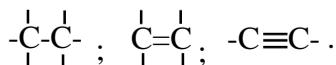
37. Диаграмма состояния вещества (на примере воды).

Упражнения

1. Изобразите с помощью валентных схем молекулы и ионы, покажите резонансный гибрид: CO_3^{2-} ; C_6H_6 ; NO_3^- .

2. Изобразите с помощью схем перекрывание АО при образовании связей в молекулах HF, HCl, HBr, HI. Сделайте вывод относительно характера изменения прочности связей в этих соединениях. Сравните свой вывод со значениями энергий связей, взятыми из справочной литературы.

3. Выпишите из справочника значения энергий связей между атомами углерода, сделайте вывод относительно прочности σ - и π -связей:



4. Перенесите в тетрадь таблицу, заполните ее для элементов Mg, N, P, O, S, как это сделано, в качестве примера, для В:

Элемент	Электронная формула атома в невозбужденном состоянии	Ковалентность	Электронная формула атома в возбужденном состоянии	Ковалентность
В	$1s^2 2s^2 2p^1$	1	$1s^2 2s^1 2p^2$	3

5. Заполните свободные графы таблицы:

Состав молекул	AB ₂	AB ₃	AB ₄
Электронная конфигурация валентного слоя атома А	...ns ²	...ns ² np ¹	...ns ² np ²
Тип гибридизации АО в атоме А			

6. Какие типы гибридизации АО в атоме углерода имеют место в соединениях: C₂H₂; CO₂; C₂H₆; C₂H₄; C₆H₆? Изобразите перекрывание АО.

7. Какие из пяти *d*-АО участвуют в *sp³d²*-гибридизации? Почему связи, образованные при участии *sp³d*-гибридных АО, направлены к вершинам квадрата? Какая из *d*-АО участвует при этой гибридизации?

8. Заполните свободные графы таблицы, перенеся ее в тетрадь:

Тип молекулы	AB ₂	AB ₂	AB ₃	AB ₃	AB ₄
Электронная конфигурация валентного слоя в атоме А	ns ² np ⁴			ns ² np ³	ns ² np ²
Геометрия молекулы, валентные углы		180°	120°		

9. Выпишите из справочника значения валентных углов в молекулах: а) H₂O, H₂S, H₂Se; б) NH₃, PH₃, AsH₃. Объясните характер их изменения.

10. Объясните изменение валентных углов в молекулах CH₄, NH₃, H₂O, а также NH₃, NF₃, выписав их значения из справочников.

11. Выпишите из справочников значения ЭО элементов, которые входят в состав приведенных соединений, сделайте вывод относительно изменения степени полярности связей в молекулах, изобразите электронные формулы молекул, отразив в них различия в полярности связей:

- а) NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃;
- б) H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te;
- в) CH₄, NH₃, H₂O, HF.

12. Зная, что в соединениях [Fe(CO)₅], [Co(CO)₄]₂, [Ni(CO)₄] связи атомов Me с карбонильными группами CO образуются по донорно-акцепторному механизму, объясните их количественное соотношение.

13. Используя ММО, запишите электронные формулы следующих молекул: O₂, CO₂, HF, H₂O.

14. Используя ММО, сравните по прочности частицы H_2^+ , H_2^+ и H_2 ; NO и NO^+ , NO_2 и NO_2^+ .

15. Расположите приведенные в рядах соединения в порядке уменьшения ионности связей в молекулах:

- а) Ca_3N_2 , Ca_3F_2 , Ca_3As_2 ;
- б) Ca_3N_2 , Sr_3N_2 , Ba_3N_2 ;
- в) NaF , MgF_2 , BF_3 , CF_4 ;
- г) CaC_2 , Ca_3N_2 , CaO , CaF_2 .

16. Исходя из поляризационных представлений, расположите приведенные в рядах соединения в порядке уменьшения (ослабления) указанного в скобках свойства:

- а) CH_4 , NH_3 , H_2O , HF (ионность связи);
- б) LiCl , NaCl , KCl (температура плавления);
- в) MgCO_3 , CaCO_3 , SrCO_3 (температура термической диссоциации);
- г) FeCl_3 , FeCl_2 , BeCl_2 , MgCl_2 (гидролитическая устойчивость);
- д) NH_3 , H_2O , HF (электролитическая диссоциация);
- е) PbCl_2 , PbBr_2 , PbI_2 (интенсивность окраски);
- ж) KI_3 , KCl_3 , KBr_3 (устойчивость).

17. Выпишите из справочника температуры плавления и кипения перечисленных веществ, сравните их, отметьте закономерность изменения, объясните причину выявленной закономерности:

- а) Li_2CO_3 , BeCO_3 ; в) LiCl , BeCl_2 ;
- б) K_2CO_3 , CuCO_3 ; г) LiF , LiCl , LiI .

КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Вопросы

1. Понятия: фаза, компонент, гомогенная и гетерогенная система.

2. Скорость химической реакции: определение, единицы скорости, средняя и истинная скорости.

3. Гомогенные и гетерогенные реакции.

4. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

5. Зависимость скорости реакции от концентраций веществ (теория столкновений). Вывод математического выражения закона действия масс для необратимых процессов.

6. Константа скорости реакции: физический смысл, факторы, влияющие на константу. Расчет константы скорости из опытных данных.

7. Механизм реакций. Молекулярность и порядок реакции. Кажущееся отклонение экспериментально найденного порядка реакции от теоретического.

8. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Зависимость скорости движения частиц и энергии от температуры. Кривая распределения частиц по скоростям Максвелла.

9. Теория активных соударений. Активные частицы. Энергетический барьер при взаимодействии частиц. Энергия активации.

10. Связь энергии активации с температурой. Уравнение Аррениуса. Расчет энергии активации.

Теория активированного комплекса. «Профиль» активированной реакции.

11. Катализ. Катализаторы: определение, активность, избирательность. Гомогенный и гетерогенный катализ.

12. Факторы, влияющие на активность катализатора. Яды и промоторы. Теории катализа.

13. Радикальные реакции. Цепные, сопряженные, параллельные реакции.

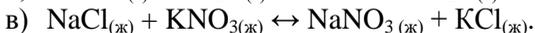
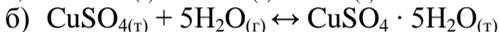
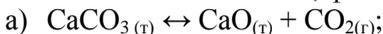
14. Обратимые реакции. Скорости прямой и обратной реакций. Химическое равновесие. Закон действия масс для обратимых реакций.

15. Константа химического равновесия K_p : определение, физический смысл, факторы, влияющие на K_p , связь с энергией Гиббса.

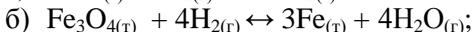
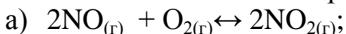
16. Факторы, смещающие химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.

Упражнения и задачи

1. Назовите компоненты, фазы следующих систем:



2. К гомогенным или гетерогенным относятся реакции:



- в) $S_{(ж)} + H_{2(r)} \leftrightarrow H_2S_{(r)}$;
 г) $NaOH_{(ж)} + HCl_{(ж)} \leftrightarrow NaCl_{(ж)} + H_2O_{(ж)}$?

3. Запишите выражения скоростей для следующих прямых реакций:

- а) $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2SO_{3(r)}$;
 б) $2Cu_{(т)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2CuO_{(т)}$;
 в) $BaCl_{2(ж)} + Na_2SO_{4(ж)} \leftrightarrow BaSO_{4(т)} + 2NaCl_{(ж)}$;
 г) $3Mg_{(т)} + N_{2(r)} \leftrightarrow Mg_3N_{2(т)}$.

4. Рассчитайте, как изменяются скорости приведенных (прямых) реакций при условии: а) увеличения концентрации реагирующих веществ в два раза; б) уменьшения давления в три раза; в) уменьшения объема в два раза (температура остается постоянной):

- а) $N_{2(r)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$;
 б) $2Ca_{(т)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2CaO_{(т)}$;
 в) $CaCO_{3(т)} \leftrightarrow CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$; »
 г) $Fe_{(т)} + 2HCl_{(ж)} \leftrightarrow FeCl_{2(ж)} + H_{2(r)}$;
 д) $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$.

5. Реакция протекает по уравнению $A + 2B \rightarrow C$. Вместимость сосуда 10 л. Первоначально в сосуд вводят 5 моль вещества А и 15 моль вещества В (вещества газообразные). Анализ, проведенный через 5 мин, показал, что вещества А в сосуде осталось 4 моль. Во второй раз в тот же сосуд и при той же температуре вводят 15 моль вещества А и 25 моль вещества В. Через 7 мин в сосуде осталось 19 моль вещества В. На основании приведенных данных рассчитайте константу скорости данной реакции.

6. Две реакции протекают по схемам: 1) $A + B \rightarrow C$; 2) $E + M \rightarrow K$. Константы скоростей первой реакции при значениях температур, равных 373 К и 398 К, соответственно 0,25 и 1. Константа скорости второй реакции при значении температуры, равном 473 К, 0,73. Чему равняется константа скорости второй реакции при температуре 573 К, если известно, что температурные коэффициенты первой и второй реакций одинаковы?

7. Представьте на графике профили следующих реакций:

- а) $2CO_{(г)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2CO_{2(г)}$; $\Delta H = -565,39$ кДж/моль;
 б) $H_{2(r)} + I_{2(г)} \leftrightarrow 2HI_{(г)}$; $\Delta H = -2236,3$ кДж/моль;
 в) $3O_{2(r)} \leftrightarrow 2O_{3(г)}$; $\Delta H = +285,08$ кДж/моль;
 г) $3H_{2(r)} + N_{2(r)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$; $\Delta H = -100,32$ кДж/моль.

8. Реакция протекает по схеме: $A+B \rightarrow C$. Исходные концентрации веществ А и В соответственно равны 6 и 10 моль/л. Скорость реакции при значении температуры, равном 373 К, 2 моль/(л·мин). Температурный коэффициент реакции 0,25. Рассчитайте энергию активации данной реакции.

9. В каком направлении сместится равновесие реакции, установившееся в приведенных системах, при условии: а) уменьшения концентрации исходных веществ; б) введения дополнительного количества второго из исходных веществ; в) уменьшения объема реакционного сосуда; г) понижения давления? Запишите выражения K_p каждой из приведенных систем:

- а) $CaO_{(г)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow CaCO_{3(г)}$;
 б) $NO_{2(г)} + NO_{2(г)} \leftrightarrow N_2O_{4(г)}$;
 в) $H_2O_{(ж)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow H_2CO_{3(ж)}$;
 г) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$.

10. Используйте приведенные в таблице данные, вычислите факторы, для которых оставлены свободные графы:

Вещества, входящие в состав равновесных систем		Концентрация вещества, моль/л				
		1	2	3	4	5
		$H_2 + I_2 \leftrightarrow$ (А) (В) $2HI$ (С)	$CO_2 + H_2 \leftrightarrow$ (А) (В) $CO + H_2O$ (С) (D)	$NO_2 + SO_2 \leftrightarrow$ (А) (В) $SO_3 + NO$ (С) (D)	$A + B \leftrightarrow$ C + D	$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow$ (А) (В) $2NH_3$ (С)
А	исходная		3,6	3	2	2
	равновесная	0,25				
	прореагировало					10% исходной
В	исходная			0,05	10	6
	равновесная	0,05				
	прореагировало		90% исходной			
С	равновесная					
	прореагировало					
D	исходная		0	0,01	0	
	равновесная					
K_p			1	1	1	

11. Продолжите решение задач п. 10, дополнив условия следующими данными и вопросами: а) найти равновесные молярные концентрации всех веществ, после того как в систему 1 будет введено 1 моль/л вещества А, и установится новое равновесие, а из системы 2 выведено 0,2 моль/л вещества D, и также установится новое равновесие; б) сколько надо ввести в систему 1 вещества А, моль/л, а из системы 5 вывести вещества С, для того чтобы прореагировало еще 30% вещества В?

12. В какую сторону сместится равновесие в системе $A + 2B \rightarrow C + 3D$ (все вещества газообразные), если одновременно повысить температуру на 20 °С и уменьшить объем в два раза ($\gamma_{\text{пр. реакции}} = 2,5$, $\gamma_{\text{обр. реакции}} = 0,5$)?

РАСТВОРЫ

Вопросы

1. Растворы: определение, классификация, сходство и различие с химическим соединением; растворитель и растворенное вещество.

2. Физическая, химическая и физико-химическая теория растворов. Теория Д.И. Менделеева. Что такое сольватация (гидратация)? Сольваты (гидраты).

3. Объемный и цветовой эффекты, сопровождающие процесс растворения.

4. Механизм растворения твердых веществ. Энергетика процесса растворения. Теплота растворения твердых и газообразных веществ. Изменение ΔH и ΔS при растворении твердых и газообразных веществ.

5. Зависимость растворимости от природы растворителя и растворяемого вещества. Вода как растворитель.

6. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными? Равновесная система: растворяемое вещество – насыщенный раствор. Количественная мера растворимости, зависимость от температуры.

7. Зависимость растворимости газообразных веществ от температуры и давления, закон Генри.

8. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации раствора.

9. Идеальный и реальный растворы. Понятия: активность, коэффициент активности.

10. Осмос – физико-химическое свойство растворов. Осмотическое давление: определение, зависимость от различных факторов. Изотонические растворы. Осмос в биологических системах.

11. Давление насыщенного пара над раствором нелетучего неэлектролита. Закон Рауля.

12. Кипение растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Эбуллиоскопическая постоянная: определение, физический смысл, зависимость от разных факторов.

13. Замерзание растворов неэлектролитов. Криоскопическая постоянная: определение, физический смысл, зависимость от разных факторов. Криоскопический метод определения молекулярных масс веществ.

14. Вещества-электролиты. Гипотеза ионизации Аррениуса. Теория электролитической диссоциации И.А. Каблукова. Понятие о гидратах ионов: состав, запись формул.

15. Влияние на процесс распада веществ на ионы температуры, природы электролита и растворителя. Характеристика природы растворителя диэлектрической проницаемостью. Ионизирующая способность растворителя. Закон Косселя.

16. Степень электролитической диссоциации: определение, численное выражение, зависимость от разных факторов.

17. Слабые, сильные, средние электролиты.

18. Константа электролитической диссоциации: определение, физический смысл, зависимость от различных факторов. Закон разведения Оствальда. Кислоты, основания, соли с точки зрения теории Сиджвика, Льюиса и Бренстеда.

19. Теории электролитической диссоциации.

20. Диссоциация гидроксидов (ROH) по кислотному, основному и амфотерному типам. Зависимость диссоциации гидроксидов по тому или иному типу от положения элемента, образующего его, в периодической системе.

21. Ступенчатая диссоциация кислот и оснований.

22. Электронная теория кислот и оснований.

23. Протолитическая и апротонная теории кислот и оснований.

24. Диссоциация воды. Ионное произведение воды: численное значение, факторы, от которых K_{H_2O} зависит. Количество H^+ и OH^- в чистой воде.

25. Водородный (рН) и гидроксильный (рОН) показатели, их взаимосвязь.

26. Индикаторы: определение, природа с точки зрения электролитической диссоциации, причина изменения окраски в зависимости от среды.

27. Производство растворимости: определение, зависимость от разных факторов, связь с растворимостью.

28. Условия протекания реакций обмена между электролитами в растворах.

29. Гидролиз (определение). Гидролиз солей, образованных слабополярными катионами и слабополярными анионами.

30. Гидролиз солей, образованных слабополярными катионами и среднеполярными анионами. Продукты гидролиза. Реакция среды.

31. Гидролиз солей, образованных среднеполярными катионами и слабополярными анионами. Продукты гидролиза. Реакция среды.

32. Гидролиз солей, образованных среднеполярными катионами и среднеполярными анионами.

33. Количественная характеристика гидролиза: степень и константа гидролиза. Зависимость от температуры и концентрации раствора.

34. Взаимосвязь константы гидролиза с константой диссоциации продукта гидролиза. Условия смещения гидролиза.

Упражнения и задачи

1. Выпишите из справочника энтальпии гидратации (ΔH_f), теплоты кристаллических решеток ($\Delta H_{кр.р}$), теплоты растворения для соединений (в случае отсутствия каких-то данных вычислите их), сравните, сделайте выводы: CuSO_4 ; NH_4Cl ; NaNO_3 ; NaOH .

2. Определите, какие из приведенных растворов при данных концентрациях относятся к насыщенным, ненасыщенным, пересыщенным при 20 °С:

Вещество	Массовая доля ω , %	Состояние раствора
CuSO_4	14,7	
NH_4Cl	21,3	
NaCl	20,3	
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	28,8	
KI	28,8	

3. В таблице приведены условия пяти задач. Решите их относительно тех пунктов, против которых стоят вопросы:

Условие задачи	1	2	3	4	5
Растворенное вещество	KNO_3	Na_2SO_4	KCl	NaCl	CuSO_4
Масса исходного насыщенного раствора, г	200	?	100	500	1000
Температура исходная T_1 , К	353	343	273	273	343
Температура конечная T_2 , К	298	273	373	373	?
Растворимость вещества при T_1 в воде, %	Данные выпишите из справочника				
Растворимость вещества при T_2 в воде, %					
Масса соли, выпавшей при охлаждении раствора от T_1 до T_2 , г	?	10	-	-	50
Масса соли, необходимая для получения насыщенного раствора при нагревании раствора от T_1 до T_2 , г	-	-	?	?	-
Масса воды, необходимая для предотвращения выпадения соли при охлаждении раствора от T_1 до T_2 , г	?	?	-	-	?

4. В таблице, приведенной ниже, концентрации растворов выражены в одних единицах. Пересчитайте их в другие единицы и запишите в свободные графы, предварительно перенеся таблицу в тетрадь (необходимые для расчета значения плотности выпишите из справочника):

Способ выражения концентрации	Количество вещества				
	NaCl	H_2SO_4	CuSO_4	NaOH	H_3PO_4
Массовая доля ω , %	5				
Молярная C_M , моль/л		2			
Моляльная C , моль/кг					1
Молярная доля n , %					0,1

5. Решите задачи, условия которых приведены в таблице (значения плотности выпишите из справочника):

Растворенное вещество	Масса растворенного вещества, г	Масса воды, г	Масса раствора, г	Объем раствора, мл	Массовая доля вещества, %	Молярная концентрация раствора, моль/л
NaCl	5	?	75	-	?	?
H ₂ SO ₄	?	?	150	?	5	?
NaOH	?	-	0	100	-	0,2
H ₃ PO ₄	?	-	-	100	-	?
CuSO ₄ ·5H ₂ O	?	-	-	100	-	1
KCl	?	?	?	100	10	?

6. Решите задачи, условия которых приведены в таблице (значения плотности выпишите из справочника):

Условия задачи	Данные для растворов веществ					
	NaCl	H ₂ SO ₄	KOH	HNO ₃	H ₃ PO ₄	
<u>Исходный раствор</u>						
Объем, мл	100	50	10	?	?	100
Молярная концентрация эквивалента, моль/л	?	0,2	?	5	5	-
Массовая доля, %	25	-	5	-	-	5
Объем добавленной воды, мл	?	-	-	-	-	-
<u>Добавленный раствор</u>						
Объем, мл	-	100	?	-	-	100
Молярная концентрация эквивалента, моль/л	-	0,25	-	-	-	-
Массовая доля, %	-	-	50	-	-	10
<u>Конечный раствор</u>						
Масса, г	?	-	200	-	-	?
Объем, мл	-	?	-	1000	500	-
Молярная концентрация эквивалента, моль/л	-	?	-	0,1	2	-
Массовая доля, %	10	-	25	-	-	?

7. Решите задачи, условия которых приведены в таблице (значения плотности примите за единицу):

Вещество	Массовая доля, %	Молярная концентрация раствора, моль/л	Степень диссоциации α , %	Константа диссоциации $K_{\text{дис}}$ при 25°C
CH ₃ COOH	-	0,1	1,32	?
C ₃ H ₇ COOH	-	0,005	?	$1,5 \cdot 10^{-5}$
HClO	5,25	7	?	$4 \cdot 10^{-8}$
HNO ₃	-	?	0,2	$5 \cdot 10^{-4}$

8. Перенесите таблицу в тетрадь, решите задачи, условия которых приведены в ней, заполните все свободные графы (значения плотности растворов примите за единицу):

Вещество	Раствор		Количество вещества в растворе		Температура		Давление	
	масса, г	объем, мл	г	моль	замерзания $t_{\text{зам}}$, °C	кипения $t_{\text{кип}}$, °C	осмотическое, кПа, при 298 К	пара, кПа, при 300 К
C ₆ H ₁₂ O ₆	100		10		?	?	?	?
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁		1000		0,2	?	?	?	?
C ₂ H ₅ OH		500	50		?	?	?	?
CH ₃ OH	100			0,1	?	?	?	?
?	200		10		-1,55	?	?	?
?	50		6		-3,72	?	?	?

9. Решите задачи, условия которых приведены в таблице (значения плотности при необходимости примите за единицу):

Вещество	Раствор		Масса вещества, г	Степень диссоциации вещества, %	Изотонический коэффициент	Свойства растворов			
	масса, г	объем, мл				осмотическое давление, Па (273К)	понижение давления пара, Па (373К)	температура, °C	
								замерзания	кипения
KOH	252,1		2,1	?	?	?	?	-0,519	?
K ₂ CO ₃		1000	6,9	75	?	?	?	?	?
NaOH	112		12	?	?	?	?	?	102,7
Na ₂ SO ₄		57,1	7,1	?	?	?	505,4	?	?
NaOH	1100		100	60	?	?	?	?	?
NaCl	529,3		29,3	70	?	?	?	?	?

10. Решив задачи, условия которых приведены в таблице, заполните ее свободные графы (значения плотности растворов и константы диссоциации некоторых электролитов выпишите из справочника):

Условие задачи	Вещество в растворе					
	1	2	3	4	5	6
	H ₃ PO ₄	HCl	HNO ₃	NaOH	NH ₄ OH	Ba(OH) ₂
Массовая доля, %	10	5	5	5	5	10
[H ⁺], моль	?	?	?	?	?	?
pH	?	?	?	?	?	?
Степень диссоциации	?	0,85	0,90	0,95	?	0,90

11. Решите задачи, условия которых приведены в таблице:

Электролит	Степень диссоциации	Концентрация, моль/л		
		аналитическая	анионов	нераспавшихся молекул
CH ₃ COOH	0,32	0,1	?	?
H ₂ C ₂ O ₄	0,005	?	?	0,07
K ₂ SO ₄	1	0,05	?	?
NaOH	0,9	0,2	?	?
HNO ₃	0,84	?	0,294	?
Cu(NO ₃) ₂	0,64	?	0,16	?

12. Смешиваются водные растворы (1 и 2) двух солей концентрации C₁ и C₂, взятые в объемах V₁ и V₂. Данные о растворах приведены в таблице. Перенесите ее в тетрадь и заполните свободные графы, решив задачи (изменением объемов при смешении растворов можно пренебречь):

Раствор 1			Раствор 2		
Вещество	Объем, мл	C ₂ , моль/л	Вещество	Объем, мл	C ₂ , моль/л
SrCl ₂	500	0,001	Na ₂ SO ₄	500	0,001
Pb(NO ₃) ₂	1000	0,01	NaCl	1000	?
CaCl ₂	400	0,002	Na ₂ CO ₃	600	?
AgNO ₃	1000	0,002	H ₂ SO ₄	1000	0,5

13. Запишите уравнения гидролиза солей, расположите их в порядке увеличения степени гидролиза: Na_2S ; Na_2CO_3 ; CuCl ; FeCl_3 ; FeCl_2 ; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

14. Укажите, в растворе какой соли (из двух) среда будет более кислая (концентрации растворов одинаковы): а) FeCl_3 или AlCl_3 ; б) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

15. Укажите, раствор какой соли (из двух) более щелочной (концентрации растворов одинаковы): а) Na_2CO_3 или Na_2S ; б) K_3PO_4 или K_3AsO_4 .

16. Заполните свободные графы таблицы, перенеся ее в тетрадь и решив задачи, условия которых приведены в ней (константы диссоциации продуктов гидролиза выпишите из справочника):

Соль	Молярная концентрация, моль/л	Степень гидролиза, %	$[\text{H}^+]$, моль	pH
K_2CO_3	0,1			
CuCl_2	0,1			
NH_4Cl	0,5			
Na_2CO_3	0,5			
Na_2S	0,1			

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Вопросы

1. Окислительное число: определение, сравнение с валентностью, ковалентностью, электровалентностью. Численные значения степеней окисления, вычисление.

2. Окислительно-восстановительные реакции: определение, примеры. Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители.

3. Вещества – типичные восстановители (простые и сложные). Изменение восстановительных свойств элементов в группах и периодах. В какой форме находятся продукты окисления металлов в растворе и как эта форма зависит от окислительного числа последних?

4. Вещества – типичные окислители (простые и сложные). Изменение окислительных свойств элементов в периодической системе.

5. Вещества, проявляющие окислительные и восстановительные свойства (простые и сложные).

6. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

7. Направление окислительно-восстановительных реакций.

8. Стандартные электродные потенциалы веществ. ЭДС системы окислитель – восстановитель.

9. Взаимодействие металлов с водой, щелочами, кислотами, как пример окислительно-восстановительных реакций. Ряд напряжений металлов.

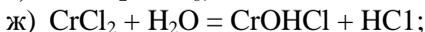
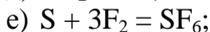
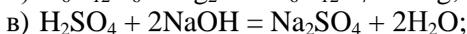
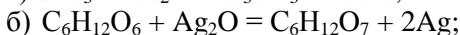
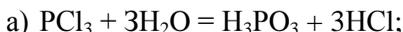
10. Влияние среды на окислительно-восстановительные реакции: (глубину протекания – степень окисления продукта; форму продукта; роль исходного вещества; диспропорционирование).

11. Влияние температуры и катализатора на окислительно-восстановительные реакции.

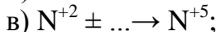
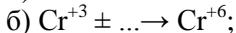
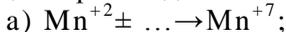
Упражнения

1. Назовите для каждого входящего в соединение элемента: валентность, электровалентность, окислительное число, ковалентность: NaCl; H₂SO₄; H₃PO₄; H₂Cr₂O₇; H₂O₂; BaO₂; K₂B₄O₇; KO₂; N₂H₄; NH₃; KMnO₄; H₂S₂O₈; C₂H₅OH; H₂C₂O₄; CH₃OH.

2. Найдите среди приведенных реакций окислительно-восстановительные. Выпишите из уравнений отдельно окислитель и восстановитель. Покажите электронные переходы и изменения окислительных чисел элементов:



3. Перенесите примеры в тетрадь, вместо многоточия поставьте число отдаваемых или присоединяемых электронов; вместо *n* – значение окислительного числа. Укажите, какой процесс происходит – окисление или восстановление:



- г) $N^{+3} + \dots \rightarrow N^{+5}$;
 д) $Mn^{+2} \pm \dots \rightarrow Mn^{+4}$;
 е) $Br^{-1} - 8\bar{e} \rightarrow Br^{\pm n}$;
 ж) $As^{+3} + 6\bar{e} \rightarrow As^{\pm n}$;
 з) $O^{-1} \pm \dots \rightarrow O^{-2}$;
 и) $P^{-3} \pm \dots \rightarrow P^{+5}$;
 к) $O^{-1/2} \pm \dots \rightarrow O^0$;
 л) $S^{-2} \pm \dots \rightarrow S^{+6}$;
 м) $Fe^{+3} - 3\bar{e} \rightarrow Fe^{\pm n}$;
 н) $S^{+6} + 4\bar{e} \rightarrow S^{\pm n}$;
 о) $C^{+4} + 8\bar{e} \rightarrow C^{\pm n}$.

4. Распределите вещества по группам: а) типичные восстановители; б) типичные окислители; в) вещества-окислители и восстановители. Простые и сложные вещества выписывайте отдельно: фосфор, аммиак, перманганат калия, нитрат калия, манганат калия, гидразин, оксиды железа (II) и (III), ацетилен, оксид азота (II), сера, оксид серы (IV), серная кислота, азотистоводородная кислота, оксид мышьяка (III), хлорид висмута (III), бром, фтор, магний, метан, азотная кислота, висмутат калия, хлорид таллия (I), пероксид водорода, оксид марганца (IV), хлор, бихромат калия, железо, ртуть.

5. Определите, какие пары веществ будут взаимодействовать при обычных условиях (ответ обоснуйте):

- а) $KMnO_4$ и K_2SO_4 или $MnSO_4$ и K_2SO_4 ;
 б) Zn и $CuSO_4$ или $ZnSO_4$ и Cu ;
 в) HCl и Cu или H_2 и $CuCl_2$;
 г) HCl и Sn или H_2 и $SnCl_2$;
 д) $CrCl_3$ и Cl_2 или $K_2Cr_2O_7$ и HCl ;
 е) Br_2 и HCl или Cl_2 и HBr ;
 ж) Fe и $AgNO_3$ или $Fe(NO_3)_2$ и Ag .

6. Допишите в приведенных полуреакциях компоненты среды: H^+ , OH^- , H_2O , а также число отдаваемых или присоединяемых электронов:

- а) $MnO_4^- + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow Mn^{2+}$;
 б) $CrO_4^{2-} + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-}$;
 в) $Bi^{+3} + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow BiO_3^-$, среда щелочная;
 г) $As_2S_3 + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow AsO_4^{3-} + SO_4^{2-}$, среда кислая;
 д) $Zn + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}$;
 е) $MnO_2 + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow MnO_4^-$, среда щелочная;

- ж) $\text{NH}_3 + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow \text{NO}_3^-$;
 з) $\text{S} + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$, среда щелочная;
 и) $\text{P} + \dots \pm n\bar{e} \rightarrow \text{PH}_3$, среда щелочная.

7. Допишите (в случае необходимости) нужные вещества в приведенных уравнениях реакций, расставьте коэффициенты, используя электронно-ионный метод:

- а) $\text{H}_2\text{SnCl}_4 + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SnCl}_6 + \text{Hg} + \text{HNO}_3$;
 б) $\text{SnCl}_2 + \text{NaOH} + \text{BiCl}_3 \rightarrow \text{Bi} + \text{NaCl} + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$;
 в) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{CaOCl}_2 + \dots \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{CH}_3\text{COOH}$;
 г) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO}_2\dots$;
 д) $\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_8 + \text{NO}_2 + \dots$;
 е) $\text{As} + \text{NaOCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl} + \dots$;
 ж) $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBiO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$;
 з) $\text{KBiO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \dots$;
 и) $\text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{SbCl}_6 + \dots$;
 к) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7\text{Na} + \dots$;
 л) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \dots$;
 м) $\text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{O}_2 + \dots$;
 н) $\text{CoCl}_2 + \text{O}_2 + \text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3 + \dots$;
 о) $\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \dots \rightarrow \text{HMnO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 п) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$;
 р) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{MnC}_2\text{O}_4 + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \dots$;
 с) $\text{KMnO}_4 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7\text{K} + \dots$.

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы

1. Структурный состав комплексных (координационных) соединений.
2. Комплексообразователь (определение), частицы, выполняющие роль комплексообразователя.
3. Лиганды (определение); частицы, выполняющие роль лигандов.
4. Координационное число (к.ч.), определение, численные значения. Правило Магнуса.
5. Координационная емкость (к.е.) лигандов.
6. Составление формул комплексных соединений. Название комплексных соединений.

7. Классификация комплексных соединений: а) по заряду внутренней сферы; б) типу координации; в) типу образования; г) числу ядер.

8. Поведение комплексных соединений в растворе. Константа нестойкости.

9. Типы геометрических структур комплексных частиц.

10. Геометрическая изомерия комплексных соединений.

11. Оптические изомеры.

12. Сольватные изомеры.

13. Ионизационная изомерия.

14. Солевая изомерия.

15. Координационная изомерия и полимерия.

16. Реакционная способность комплексных соединений.

Трансвлияние. Теории, объясняющие трансвлияние.

17. Реакции с участием комплексных соединений: а) замещения в водных растворах; б) замещения в твердом состоянии; в) окислительно-восстановительные (механизмы ОВР).

18. Теория комплексных соединений Вернера.

19. Теория Льюиса, Сиджвика.

20. Теория Косселя, Магнуса, Фаянса.

21. Теория валентных связей (ТВС). Гибридизация АО комплексообразователя. Устойчивость и магнитные свойства комплексных соединений с точки зрения ТВС.

22. Теория кристаллического поля, энергия расщепления кристаллическим полем, влияние различных факторов на параметр расщепления.

23. Теория молекулярных орбиталей. Устойчивость и магнитные свойства комплексных соединений с точки зрения ТМО.

Упражнения и задачи

1. Составьте формулы комплексных соединений, используя в качестве комплексообразователей: Co (III), Pt (IV), Cr (II), Cr (III), Pt (II); в качестве лигандов: Cl⁻, Br⁻, SO₄²⁻, SO₄²⁻, NH₃, NH₂CH₂CH₂NH₂, H₂O в любых сочетаниях.

2. Назовите все составные части молекул: K₂[PtCl₆]; K[CoCl₄(H₂O)₂]; [Ag(NH₃)₂]Cl; [Pt(NH₃)₄][PtCl₄]; K₂[Zn(OH)₄]; назовите эти соединения, укажите окислительное число центрального атома, координационную емкость лигандов, координационное число.

3. Вычислите равновесное количество ионов серебра в растворе AgNO_3 концентрации $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л и 0,2 моль/л NH_4OH . Вычислите количество ионов серебра в растворе концентрации AgNO_3 0,5 моль/л и в растворе KCN концентрации 0,4 моль/л.

4. Сколько граммов KCN необходимо внести в 1 л раствора нитрата серебра концентрации 1 моль/л, чтобы снизить количество ионов серебра до $1 \cdot 10^{-19}$ моль?

5. К раствору $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ концентрации 0,5 моль/л прилили равный объем раствора Na_2S концентрации 0,005 моль/л. Образуется ли осадок NiS ?

6. Выпадет ли осадок $\text{Co}(\text{OH})_3$, если к раствору $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ концентрации 0,033 моль/л прилить равный объем раствора NaOH концентрации 2 моль/л?

7. Перенесите приведенную таблицу в тетрадь, заполните ее свободные графы:

Формула комплексного соединения	Внешняя сфера	Внутренняя сфера	Комплексообразователь	К.ч. комплексообразователя	Лиганды	К. е. лигандов	Название комплексного соединения
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{SO}_4$							
$\text{NH}_4[\text{Cr}(\text{CN})_4(\text{NH}_3)_2]$							
	K^+		Sn (IV)		OH^-		
	K^+		Hg (II)		I^-		
	SO_4^{2-}		Cr (III)		Cl^-		
	2Cl^-		Co (II)		$\text{H}_2\text{O}, \text{NH}_3$		
	нет		Pt (IV)		$\text{H}_2\text{O}, \text{Cl}^-$		
	нет		Pt(II)		NH_3, Cl^-		
	2Cl^-		Co (II)		$(\text{CH}_3\text{NH}_2)_2, \text{H}_2\text{O}$		
	нет		Co (II)		$\text{CN}^-, \text{H}_2\text{O}$		
		$\text{Pt(IV)}, 2\text{Cl}^-; 4\text{NH}_3$					
		$\text{Fe (II)}; 4\text{CN}^-; 2\text{H}_2\text{O}$					
							Гексацианоферрат (III) калия

8. Назовите приведенные соединения, определите, к какому классу комплексных соединений они относятся (по типу образования, координации, заряду внутренней сферы):

а) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$; б) $[\text{CoCl}_3(\text{H}_2\text{O})_3]$;

в) $K_2[CoEnCl_4]$; г) $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$.

Приведите пример комплексного соединения, для которого возможно проявление следующих видов изомерии: ионизационная, гидратная, геометрическая, солевая.

9. Назовите приведенные соединения, укажите все виды изомерии, которые могут иметь место в случае каждого из них:

а) $K[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$; г) $[Pt(CN)_2Br(H_2O)_3]Cl$;
б) $[Cr(H_2O)_5CN]Br_2$; д) $[Pt(NH_3)_4][Cu(CN)_4]$;
в) $[Pt(En)_2NH_3H_2O]Cl_4$; е) $[Co(H_2O)_3Cl_3]$.

10. Фиолетовый и темно-зеленый гидраты хлорида хрома (III) являются изомерами соединения состава $CrCl_3 \cdot 6H_2O$. Напишите их координационные формулы, учитывая, что в растворе первого соединения на осажденные Cl^- из 1 моль затрачивается 3 моль $AgNO_3$, а для второго соединения – 1 моль $AgNO_3$.

11. Докажите наличие оптической изомерии у соединений, используя пространственные модели: а) $[Co(En)_2CO_3]X$; б) $[Co(En)_2C_2O_4]X$; в) $[Co(En)_2NH_3Cl]Br_2$.

12. Какой изомер (цис- или транс-) соединения $[PtCl_2(NH_3)_2]$ является исходным веществом в реакции с щавелевой кислотой при получении $[PtC_2O_2(NH_3)_2]$?

13. Запишите координационные димеры и тримеры соединения $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$.

14. Запишите формулы координационных изомеров, имеющих состав $CrCo(C_2O_4)_3 \cdot 6NH_3$.

15. Запишите формулы ионизационных изомеров, имеющих состав $CoCl_2NO_3 \cdot 4NH_3$.

16. Рассмотрим все возможные изомеры для соединений: а) $[Rh(En)_2Br_2]Cl$; б) $[Pt(En)Br_2Cl_2]$; в) $[Co(NH_3)_4Cl_2]Br$; г) $[Co(En)_2Cl_2]Cl \cdot H_2O$; д) $[(CO)_5Mn(SCN)]X$.

17. Какой изомер (цис- или транс-) получится при взаимодействии $[PtCl(NH_3)_3]Cl$ с HCl ?

18. Какой изомер (цис- или транс-) получится при замещении одного из хлорид ионов в соединении $K[PtCl_3NH_3]$ на аммиак?

Учитывая, что трансактивность у Br^- выше, чем у Cl^- , определите, из какого соединения – цис- $[PtCl_2(NH_3)_2]$ или цис- $[PtBr_2(NH_3)_2]$ – быстрее будет «вымываться» аммиак водой.

19. Составьте уравнения реакций окисления желтой кровяной соли пероксидом водорода в кислой среде и $K_4[Co(CN)_6]$ – кислородом в нейтральной среде.

20. Расставьте коэффициенты электронно-ионным методом в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



21. Объясните, почему $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ восстанавливается в $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ медленнее, чем $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$.

22. Используя поляризационные представления, объясните устойчивость гидратов ионов магния и кальция и неустойчивость аммиакатов, а также устойчивость аммиакатов Co (II), Cr (III) и меньшую устойчивость гидратов.

23. Объясните устойчивость полииодидов и неустойчивость полихлоридов металлов, используя поляризационные представления Фаянса.

24. Используя теорию кристаллического поля, объясните неустойчивость аквакомплекса Fe (II) и устойчивость цианидного комплекса того же металла.

25. Укажите, обосновав, комплексные ионы инертные и лабильные: $[\text{Al}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$; $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$; $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; $[\text{PtCl}_6]^{2-}$ (низкоспиновый).

Ионный комплекс $[\text{FeF}_6]^{3-}$ бесцветен. Сколько неспаренных электронов имеется в молекуле?

26. Магнитные моменты ионов $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны 2,7 и 0. В каком из приведенных ионов имеет место sp^3 -гибридизация АО в атоме никеля, а в каком – dsp^2 ?

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Химия, 1965.
2. Реми Г. Курс неорганической химии. М.: Изд-во иностр. лит., 1963.
3. Полинг А. Общая химия. М.: Мир, 1974.
4. Слейбо У., Персоне Т. Общая химия. М.: Мир, 1979.
5. Спайс Дж. Химическая связь и строение. М.: Мир, 1966.
6. Коулсон Ч. Валентность. М.: Мир, 1965.
7. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Строение вещества. М.: Высш. шк., 1981.
8. Неницеску К. Общая химия. М.: Мир, 1968.
9. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.; Высш. шк., 1981.
10. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1981.
11. Кемпбел Дж. Современная общая химия. М.: Мир, 1975.
12. Щукарев С.А. Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1970.

13. Коттон Ф., Уилксон Дж. Современная неорганическая химия. М.: Мир, 1969.
14. Каргмели Э., Фоулс Г.В.А. Валентность и строение молекул. М.: Химия, 1979.
15. Шусторович Е.М. Химическая связь в координационных соединениях. М.: Знание, 1975.
16. Гликина Ф.Б., Ключников Н.Г. Химия комплексных соединений. М.: Знание, 1975.
17. Комплексные соединения: метод. указания к лаб.-практ. занятиям / сост. Ф.И. Иванова; Чуваш. ун-т. Чебоксары, 1975.
18. Комплексные соединения: метод. указания к лаб.-практ. занятиям / сост. Ф.И. Иванова; Чуваш. ун-т. Чебоксары, 1979.
19. Метод молекулярных орбиталей: метод. указания / сост. Ф.И. Иванова; Чуваш. ун-т. Чебоксары, 1979.
20. Некоторые вопросы теории химической связи: метод. указания к изучению темы / сост. Ф.И. Иванова; Чуваш. ун-т. Чебоксары, 1977.
21. Поляризация ионов и свойства веществ: метод. указания / сост. Ф.И. Иванова; Чуваш. ун-т. Чебоксары, 1979.
22. Иванова Ф.И., Житарь С.В. Окислительно-восстановительные процессы: консп. лекций; Чуваш. ун-т. Чебоксары, 2002.
23. Гоноровский И.Т. и др. Краткий справочник по химии. Киев: Наук. думка, 1974.

Оглавление

Строение вещества	3
Атом: определение, параметры, состав.....	3
Вопросы.....	3
Упражнения.....	3
Модели атома. Состояние электронов в атоме.....	4
Вопросы.....	4
Упражнения.....	5
Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система	7
Вопросы.....	7
Упражнения.....	8
Химическая связь	9
Вопросы.....	9
Упражнения.....	11
Кинетика. Химическое равновесие	13
Вопросы.....	13
Упражнения и задачи.....	14
Растворы	17
Вопросы.....	17
Упражнения и задачи.....	19
Окислительно-восстановительные реакции	24
Вопросы.....	24
Упражнения.....	25
Комплексные соединения	27
Вопросы.....	27
Упражнения и задачи.....	28
Список рекомендуемой литературы	31