

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

АГРОНОМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

ХИМИЯ

**Методические указания по выполнению
лабораторно-практических и самостоятельных работ**

НОВОСИБИРСК 2015

УДК 547 (07)
ББК 24.2, л 7
О. 644

Кафедра химии

Рецензенты:

канд. биол. наук, доц. *Ю. И. Коваль (НГАУ)*

Составители: канд. пед. наук, доц. *Е. Г. Медяков;*

канд. биол. наук, доц. *Н.А. Кусакина*

Химия: метод. указания / Новосиб. гос. аграр. ун-т; сост.:
Е.Г. Медяков, Н.А. Кусакина. – Новосибирск: Изд-во НГАУ,
2015. – 91 с.

Методические указания включают описания лабораторных работ, вопросы и задания для самостоятельной работы по основным разделам дисциплины «Химия», изучаемым студентами очного отделения, обучающимися по направлениям подготовки 20.03.02 Природообустройство и водопользование, 35.03.10 Ландшафтная архитектура, 35.03.01 Лесное дело. Квалификация – бакалавр.

Утверждены и рекомендованы к изданию учебно-методическим советом агрономического факультета (протокол № 09 от «14» октября 2015 г.).

© Новосибирский государственный аграрный университет, 2015

ВВЕДЕНИЕ

Настоящие методические указания составлены в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом и рабочими программами по химии для студентов очного отделения высших сельскохозяйственных учебных заведений, обучающихся по направлениям:

20.03.02 Природообустройство и водопользование (квалификация «бакалавр»);

35.03.10 Ландшафтная архитектура (квалификация «бакалавр»);

35.03.01 Лесное дело (квалификация «бакалавр»).

Методические указания предназначены для проведения лабораторно-практических занятий и самостоятельной работы студентов по основным разделам дисциплины «Химия».

В приложении приведены физические свойства неорганических веществ, словарь основных понятий. Представлен список литературы.

В соответствии с назначением основной целью дисциплины является приобретение соответствующей компетенции студентов в ходе освоения учебной дисциплины:

Общекультурные компетенции (ОК):

– способностью использовать основы философских знаний для формирования мировоззренческой позиции (ОК-1);

– способностью к самоорганизации и самообразованию (ОК-7);

Общепрофессиональные компетенции (ОПК):

- способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности (ОПК-1).

КРАТКИЕ УКАЗАНИЯ К ПРОВЕДЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Прежде чем приступить к выполнению лабораторной работы, внимательно изучите предложенный материал.

Перед непосредственным выполнением лабораторной работы четко сформулируйте цель работы.

Работайте аккуратно, спокойно, чтобы получить хорошие результаты и выработать навыки, необходимые для проведения любой экспериментальной работы.

Вся лабораторная работа должна быть отражена в тетради: дата, тема, цель, химические реакции, наблюдения за ходом опыта, объяснение наблюдений, результаты работы, выводы.

По окончании работы вымойте посуду, поставьте ее на место, приведите рабочее место в порядок.

Техника безопасности при проведении лабораторных работ

1. Во время работы в химической лаборатории соблюдайте тишину, порядок, чистоту, рационально стройте свою работу, ведите ее точно, аккуратно, быстро, но без спешки.

2. Не приступайте к работе без разрешения преподавателя.

3. Запрещается работать в лаборатории одному.

4. Содержите рабочий стол и стол вытяжного шкафа в чистоте, не загромождайте рабочее место.

5. Экономьте электричество, воду, реактивы.

6. Работайте в химической лаборатории в халате.

7. Аккуратно и осторожно обращайтесь с химической посудой, реактивами и приборами. Во избежание несчастных случаев из-за возможности выброса реакционной смеси не заглядывайте в пробирку или колбу сверху.

8. Не работайте с грязной посудой, не оставляйте ее невымытой.

9. Перед началом работы производите предварительный осмотр прибора. Не оставляйте действующий прибор без осмотра.

10. При работе следите, чтобы прибор всегда имел свободное сообщение с атмосферой.

11. Не разрешается выносить из лаборатории приборы, посуду и реактивы.

12. Работу с ядовитыми веществами проводите только в вытяжном шкафу.

13. Соблюдайте меры предосторожности при работе с взрывоопасными и легковоспламеняющимися веществами.

14. Не выливайте в раковину остатки кислот, щелочей, огнеопасных жидкостей и т.д. Сливайте эти вещества в специальные склянки, помещенные в вытяжной шкаф. Не бросайте в раковину бумагу, песок и другие твердые вещества.

15. Не оставляйте никаких веществ в посуде без этикеток.

16. Не ставьте склянки с кислотами и щелочами на рабочий стол без подставок.

17. Не путайте пробки от склянок, содержащих разные реактивы, во избежание их загрязнения.

18. Запрещается принимать пищу в лаборатории.

19. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли приборы, вода, электричество.

Раздел 1. ПРЕДМЕТ И ЗАДАЧИ ХИМИИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

Тема 1. Атомно-молекулярное учение. Основные классы неорганических соединений

Предмет и задачи химии. Атом. Молекула. Основные положения атомно-молекулярного учения. Стехиометрические и газовые законы. Оксиды. Кислоты. Основания. Соли.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 1.

Таблица 1

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Атомно-молекулярное учение	Атом. Молекула. Основные положения. Относительная атомная и молекулярная массы. Простое и сложное вещество. Аллотропия
Стехиометрические законы	Моль. Молярная масса. Число Авогадро. Эквивалентная масса. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов. Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава вещества
Газовые законы	Закон Авогадро. Закон Дальтона. Закон парциальных давлений. Относительная плотность газа
Важнейшие классы неорганических соединений. Классификация. Свойства	Оксиды (основные, кислотные, амфотерные). Кислоты (кислородные, бескислородные). Основания (щелочи, амфотерные). Соли (средние, кислые, основные, двойные, комплексные)

Решение типовых задач

Пример 1. Определить процентное содержание кислорода в оксиде металла, зная, что молярная масса эквивалента металла равна 20 г/моль. Какой это металл, если его валентность равна (II)?

Решение. Зная валентность и молярную массу эквивалента элемента: $M = M_{\text{эkv}}(\text{элемент}) \cdot 2$; $M = 20 \cdot 2 = 40$ г/моль $\rightarrow M(\text{Ca}) = 40$ г/моль. Формула оксида CaO. Определим процентное содержание кислорода в оксиде. $M(\text{CaO}) = 56$ г/моль, тогда

$$\begin{aligned}
 56 \text{ г} &- 100 \% \\
 16 \text{ г} &- X \% \\
 X &= 28,5 \%
 \end{aligned}$$

Пример 2. При растворении 0,0547 г металла в кислоте выделилось 50,4 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить молярную массу эквивалента металла.

Решение. Составим схему реакции и заполним ее согласно условию задачи:



Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то математическое выражение закона эквивалента имеет следующий вид:

$$\begin{aligned}
 m(\text{Me}) / M_{\text{экв}}(\text{Me}) &= V / \text{Э}v, \text{ следовательно,} \\
 0,0547 / M_{\text{экв}}(\text{Me}) &= 50,4 / 11200. \\
 M_{\text{экв}}(\text{Me}) &= 0,0547 \cdot 11200 / 50,4 = 12,16 \text{ г/моль}
 \end{aligned}$$

Пример 3. При решении задач по закону эквивалентов следует помнить:

1. Молярная масса эквивалентов сложного вещества может быть рассчитана по правилу сложения, т.е. равна сумме молярных масс эквивалентов структурных элементов, образующих данное вещество:

а) **оксиды** $\text{Э}_n\text{O}_m$, где Э – элемент, О – кислород:

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}_n\text{O}_m) = M_{\text{эк}}(\text{Э}) + M_{\text{эк}}(\text{O}_2), \quad M_{\text{эк}}(\text{O}_2) = 8 \text{ г/моль-эк};$$

б) **кислоты** H_nX , где Н – водород; X – кислотный остаток:

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_n\text{X}) = M_{\text{эк}}(\text{H}_2) + M_{\text{эк}}(\text{X}), \quad M_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 1 \text{ г/моль-эк};$$

в) **основания** $\text{Me}(\text{OH})_n$, где Me – металл, OH – гидроксильная группа:

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}(\text{OH})_n) = M_{\text{эк}}(\text{Me}) + M_{\text{эк}}(\text{OH}),$$

$$M_{\text{эк}}(\text{OH}) = 17 \text{ г/моль-эк};$$

г) **соли** Me_nX_m , где Me – металл; X – кислотный остаток:

$$M(\text{Me}_n\text{X}_m) = M_{\text{эк}}(\text{Me}) + M_{\text{эк}}(\text{X});$$

$$M_{\text{эк}}(\text{X}) = M(\text{X}) / Z(\text{X})$$

Эквивалентное число кислотного остатка равно его заряду;

д) гидриды MeH_n , где Me – металлы; H – водород:

$$M_{\text{эк}}(MeH_n) = M_{\text{эк}}(Me) + M_{\text{эк}}(H_2),$$

$$M_{\text{эк}}(H_2) = 1 \text{ г/моль-эк.}$$

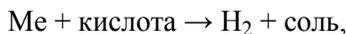
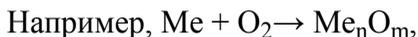
2. Молярная масса эквивалентов элемента связана с абсолютной величиной степени окисления этого элемента в соединении соотношением:

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}) = M(\text{Э}) / [C.O.(\text{Э})]$$

где $M(\text{Э})$ – молярная масса элемента, г/моль;

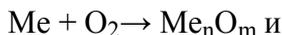
$[C.O.(\text{Э})]$ – степень окисления элемента по модулю.

3. Можно пользоваться схемой химического процесса, т.е. указать только реагенты и продукты, не расставляя уравнивающие стехиометрические коэффициенты.



Пример. При окислении 10,8 г металла образовалось 20,4 г оксида металла. Вычислить $M_{\text{эк}}(Me)$ и $M_{\text{эк}}(Me_nO_m)$.

Решение. Запишем схему процесса:



закон сохранения массы:

$$m(O_2) + m(Me) = m(Me_nO_m)$$

$$\text{Отсюда } m(O_2) = 20,4 - 10,8 = 9,6 \text{ г.}$$

Согласно закону эквивалентов:

$$m(Me) / m(O_2) = M_{\text{эк}}(Me) / M_{\text{эк}}(O_2)$$

Учитывая, что $M_{\text{эк}}(O_2) = 8$ г/моль-эк, находим:

$$M_{\text{эк}}(Me) = m(Me) \cdot M_{\text{эк}}(O_2) / m(O_2) = 10,8 \cdot 8 / 9,6 = 9 \text{ /моль-эк.}$$

Поскольку для оксидов

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}_n\text{O}_m) = M_{\text{эк}}(\text{Э}) + M_{\text{эк}}(O_2),$$

$$M_{\text{эк}}(Me_nO_m) = 9 + 8 = 17 \text{ г/моль-эк.}$$

Задания для самостоятельного выполнения

1. Распределите соли по группам и составьте их названия: NaHSO_4 , FeOHSO_4 , K_2S , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, K_2SO_4 , NaHS , $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CaHPO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $(\text{CaOH})_2\text{CO}_3$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Mn}(\text{ClO}_4)_2$, $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, MgOHCl , FeCl_2 , CrI_3 .

2. Составьте уравнения реакций нейтрализации (солеобразования):

- а) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ (средняя и кислая соли);
- б) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ (средняя соль, основная соль ↓);
- в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ (средняя и кислые соли);
- г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HClO}_4 \rightarrow$ (средняя соль, основные соли).

Назовите эти соли. На образование какой из солей каждого примера затрачено наименьшее и наибольшее количество кислоты?

3. Имеются оксиды CaO , Mn_2O_7 , CrO_3 , N_2O_5 , Li_2O , Cl_2O_7 , BaO . Составьте уравнения их реакций с водой.

4. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:

- а) $\text{SO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ (средняя соль, кислая соль);
- б) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ (средняя и кислая соли);
- в) $\text{SO}_3 + \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow$ (средняя соль, основная соль ↓);
- г) $\text{NiO} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow$ (основная соль ↓).

4. Осуществите следующие превращения:

- а) $\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow (\text{BaOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaO}$;
- б) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$;
- в) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlOHCl}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
- г) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

5. Выведите простейшую формулу оксида фосфора, если его состав выражается отношением: $m(\text{P}):m(\text{O}) = 186:240$.

6. Найдите простейшую формулу оксида мышьяка, состав которого выражается отношением:

$$m(\text{As}):m(\text{O}) = 24,97:8,00.$$

7. Определите массовую долю кислорода в гидроксиде кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и карбонате кальция CaCO_3 .

8. Массовые доли серы и кислорода в оксиде серы равны соответственно 40 и 60%. Определите простейшую формулу этого оксида.

9. Какова плотность оксида углерода (IV) по водороду и воздуху?

10. Найдите массу 1 л кислорода, измеренного при нормальных условиях.

11. Выведите формулу вещества, массовая доля углерода в котором равна 82,75%, а водорода – 17,24 %. Плотность паров вещества по воздуху равна 2.

12. Вещество содержит 87,5% азота и 12,5% водорода. Найдите молекулярную формулу вещества, если плотность его паров по воздуху равна 1,108.

13. Установите формулу соединения ртути с кислородом, если известно, что 26 г этого соединения при полном разложении выделяют 0,7 л кислорода (н.у.).

14. При анализе одного образца руды в нем было найдено 2,8 г железа. Какому количеству оксида железа (III) это соответствует?

15. Какой объем (при н.у.) займут: 0,1 моль кислорода, 4 моль атомарного кислорода, 0,5 моль углекислого газа, 0,05 моль воды (в виде пара)?

16. Сколько молей соляной кислоты HCl затратится на реакцию с 6,5 г цинка, если при этом образуются хлорид цинка и водород?

17. Сформулируйте понятия «фактор эквивалентности», «молярная масса эквивалента».

18. Сформулируйте законы эквивалентов, сохранения массы веществ, постоянства состава вещества, Авогадро, Дальтона.

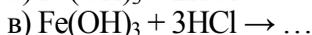
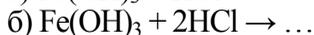
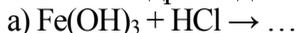
19. Сформулируйте понятия «оксиды», «кислоты», «основания», «соли». Приведите примеры соответствующих веществ.

20. Приведите пример классификации оксидов, кислот, оснований, солей.

21. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента азота в азотистой и азотной кислотах.

22. Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и с 3,173 г одного из галогенов. Определите молекулярную массу галогена и назовите его.

23. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента гидроксида железа(III) в следующих реакциях:



24. При сгорании 5 г алюминия образуется 9,44 г оксида алюминия. Определите молярную массу эквивалента алюминия.

25. Определите молярную массу эквивалента металла, 6 г которого вытесняют из кислоты 0,5 г водорода.

26. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента каждого из предложенных соединений: Al_2S_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, K_2CO_3 .

27. Какова молекулярная масса газа, если плотность его паров по водороду равна 13?

28. Вычислите объем $6 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

29. Какие объемы будут занимать при н.у. следующие массы газов: 80 г кислорода, 3 г оксида азота (II), 16 кг метана?

30. Известно, что при разложении карбоната кальция CaCO_3 образуются оксид кальция и углекислый газ. Сколько молей оксида кальция получится, если одновременно образуется 10 моль углекислого газа?

31. При разложении гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ получается оксид меди (II) и вода. Чему равна масса получившегося оксида меди (II), если разложить 5 моль гидроксида меди?

32. Рассчитайте эквивалент и молярную массу эквивалентов каждого из перечисленных соединений: Cl_2O_7 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_3AlSO_4 , Na_3PO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

33. Рассчитайте, сколько литров кислорода расходуется при сгорании 21 г магния, молярная масса эквивалентов которого 12 г/моль.

34. Рассчитайте эквивалент и молярную массу эквивалентов фосфора в фосфорной, фосфористой и пиррофосфорной кислотах.

Раздел 2. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА. КИНЕТИКА

Тема 1. Энергетика химических процессов

Основные понятия химической термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Энтропия. Энергия Гиббса. Термодинамические расчеты по реакции.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 2.

Таблица 2

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Химическая термодинамика	Термодинамика. Система (изолированная, неизолированная; гомогенная, гетерогенная). Параметры (экстенсивные, интенсивные). Процессы (изотермические, изобарные, изохорные), идеальный газ. Уравнение Клапейрона – Менделеева
Законы термодинамики	Первый закон. Теплота, работа, функции состояния. Энтальпия. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Второй закон. Процессы (самопроизвольные, равновесные, несамопроизвольные). Энтропия. Энергия Гиббса

Решение типовых задач

Пример 1. Сколько кубических метров двуокиси углерода при 22 °С и давлении 99280 Н/м² можно получить при обжиге 1000 кг известняка с содержанием 90% CaCO₃?

Решение. В 1000 кг известняка содержится CaCO₃ 900 кг (остальное приходится на долю различных примесей). По уравнению химической реакции



100 г/моль 56 г/моль 44 г/моль

рассчитываем массу полученной двуокиси углерода:

$$m(\text{CO}_2) = 44 \cdot 900 / 100 = 396 \text{ кг.}$$

Для нахождения объема этой массы двуокиси углерода при заданных условиях воспользуемся уравнением состояния Клапейрона – Менделеева:

$$V = m(\text{CO}_2)RT / M(\text{CO}_2)P = 396 \cdot (8,313 \cdot 10^3) \cdot 295 / 44 \cdot 99280 = 222,3 \text{ м}^3.$$

Пример 2. Найти изменение внутренней энергии при испарении 100 г воды при 20 °С, допуская, что пары воды подчиняются законам идеальных газов и что объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара. Удельная теплота парообразования воды равна 2451 Дж/г.

Решение. Используем уравнение состояния идеального газа

$$P\Delta V = nRT, \text{ но } P\Delta V = W,$$

где W – работа.

$$W = nRT = 100/18 \cdot 8,313 \cdot 293;$$

$$\Delta U = 100 (2451 - 8,313 \cdot 293 / 18) = 231,57 \text{ кДж.}$$

Происходит увеличение внутренней энергии на 231,57 кДж.

Задания для самостоятельного выполнения

1. На чем основывается термодинамический подход к изучению химических процессов?

2. Существуют два научно-логических метода: дедуктивный – когда общие закономерности способствуют решению частных проблем, и индуктивный – когда на основании обобщения результатов решения частных задач формируются общие законы и закономерности. Как вы думаете, какой из этих методов в основном использует термодинамика как научная дисциплина?

3. Что такое термодинамическая система? Как классифицируются термодинамические системы по характеру массо- и энергообмена с окружающей средой (примеры)?

4. Можно ли изучать изолированную систему экспериментально и почему?

5. Как описывается в термодинамике состояние системы? Что такое параметры и функции состояния?

6. Какие формулировки первого закона термодинамики вам известны?

7. Определите массу 50 л двуокиси серы при нормальных условиях.

8. Какова масса 20 л хлора при нормальных условиях?

9. Какой объем занимают 700 кг хлористого водорода при нормальных условиях?

10. Какой объем аммиака может быть получен при разложении 1 кг нитрида кальция Ca_3N_2 водой? Условия нормальные.

11. Вычислите объем, занимаемый 453,6 кг хлора при нормальных условиях.

Контрольные вопросы и задания

1. Что изучают в разделе «Термодинамика»?

2. Сформулируйте понятие «термодинамическая система».

3. Приведите примеры термодинамических процессов.

4. Сформулируйте определения первого и второго закона термодинамики.

5. Система состоит из трех веществ: А, В и С. Известно, что значения температуры А и В, а также В и С одинаковы. Что можно сказать в этом случае о температурах веществ А и С?

6. Как называются системы, для которых суть первого закона термодинамики можно выразить следующими соотношениями:

а) $\Delta U = Q$; б) $\Delta U = 0$; в) $\Delta U = Q - W$.

7. Химический процесс, протекающий при постоянном давлении, сопровождается изменением объема газообразных веществ, причем:

а) объем исходных веществ превышает объем продуктов;

б) объем продуктов превышает объем исходных веществ.

Укажите, в каком случае совершенная механическая работа будет положительной, а в каком – отрицательной?

8. Можно ли точно определить внутреннюю энергию системы?

9. Чем различаются полная и внутренняя энергии системы? Чем различаются внутренняя энергия и энтальпия?

10. Какая из функций состояния ΔU или ΔH более применима для изучения химических реакций и почему? Дайте обоснованный ответ, приведите примеры.

11. Найдите изменение внутренней энергии при испарении 50 г толуола при 30 °С, допустив, что пары толуола подчиняются законам идеальных газов и объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара. Скрытая теплота испарения толуола 347,8 Дж/г.

12. Какая работа (Дж) будет совершена, если 51 г аммиака, занимавшего при 27 °С объем 25 л, расширится при постоянной температуре до объема 75 л?

Тема 2. Скорость реакции и методы ее регулирования. Катализ. Химическое равновесие

Определение скорости химической реакции. Закон действия масс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Катализ и катализаторы.

Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

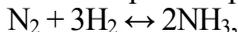
Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 3.

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Скорость химической реакции	Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Математическое выражение скорости химической реакции. Закон действия масс. Константа скорости химической реакции. Порядок химических реакций. Механизм реакции. Энергия активации. Правило Вант-Гоффа
Катализ	Катализатор. Катализ (гомогенный, гетерогенный). Активированный комплекс. Ингибиторы. Ферменты
Химическое равновесие	Установление химического равновесия. Константа равновесия. Принцип смещения равновесия Ле Шателье

Решение типовых задач

Пример 1. Как изменится скорость прямой реакции



если увеличить давление в 3 раза?

Решение. Если увеличить давление в 3 раза, то объем газовой смеси уменьшится в 3 раза, а мольные концентрации веществ возрастут во столько же раз.

Обозначим первоначальные концентрации через $C(\text{N}_2)$ и $C(\text{H}_2)$. При увеличении давления в 3 раза они станут равными $3C(\text{N}_2)$ и $3C(\text{H}_2)$. Используем формулу закона действующих масс $V = k C_A^n C_B^m$, для подсчета V_1 и V_2 :

$$V_1 = k C(\text{N}_2) C^3(\text{H}_2),$$

$$V_2 = k 3C(\text{N}_2) (3C(\text{H}_2))^3 = 81kC(\text{N}_2) C^3(\text{H}_2).$$

Находим отношение V_2 / V_1 . Оно равно 81. Следовательно, при повышении давления в 3 раза скорость прямой реакции увеличится в 81 раз.

Пример 2. При нагревании водорода и иода в замкнутом сосуде до 444°C протекает реакция $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$. Равновесная смесь при этой температуре состояла из 5,64 моль иодистого водорода, 0,12 моль иода и 5,28 моль водорода. Вычислить константу равновесия указанной реакции при 444°C и определить исходные концентрации водорода и иода.

Решение. В соответствии с соотношением

$$K_C = C^2(\text{HI}) / C(\text{H}_2) C(\text{I}_2).$$

Так как данная реакция идет без изменения объема, то значение K будет одинаково при всех способах выражения концентраций. Вместо $C(\text{HI})$, $C(\text{H}_2)$, $C(\text{I}_2)$ можно подставить соответственно числа молей этих веществ:

$$K_C = 5,64^2 / 0,12 \cdot 5,28 = 50,19.$$

Находим исходные концентрации иода и водорода. Из уравнения реакции видно, что для образования двух молей HI расходуется один моль водорода и один моль иода.

К моменту достижения равновесия в смеси образовалось 5,64 моль HI, следовательно, прореагировало $5,64/2$ моль водорода и столько же молей иода. Учитывая равновесные концентрации иода и водорода, находим исходные концентрации этих веществ:

$$C(\text{I}_2) = (5,64/2) + 0,12 = 2,94 \text{ моль};$$

$$C(\text{H}_2) = (5,64/2) + 5,28 = 8,1 \text{ моль}.$$

Задания для самостоятельного выполнения

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} + 2\text{Cl}_2$ при увеличении давления в 2 раза и неизменной температуре?

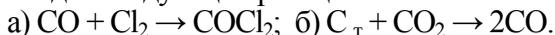
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, протекающей в закрытом сосуде, если увеличить давление в 5 раз без изменения температуры?

3. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$, протекающих в закрытом сосуде при высокой температуре, если увеличить давление в 3 раза?

4. Определите константу равновесия реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ и исходные концентрации CO_2 и H_2 , если при температуре 930°C равновесная смесь содержит 4% CO, 64% H_2O и по 16% водорода и двуокиси углерода.

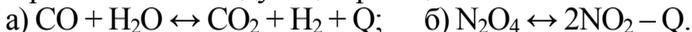
5. При смешении уксусной кислоты и спирта протекает реакция $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$. Определите константу равновесия данной реакции и исходные концентрации кислоты и спирта, если в момент равновесия в реакционной смеси содержится по $1/3$ моль кислоты и спирта и по $2/3$ моль эфира и воды.

6. Напишите выражение кинетического закона действующих масс для следующих реакций:

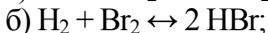
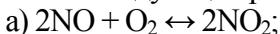


7. Для следующих реакций: а) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; б) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ напишите выражение закона действующих масс для химического равновесия.

8. Определите, как повлияет повышение температуры на состояние равновесия в следующих реакциях:



9. Определите, в каком направлении сдвинется состояние равновесия в следующих реакциях при понижении давления:



10. Для реакции $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} - \text{Q}$ определите, в каком направлении сдвинется состояние равновесия, если произойдет: а) понижение температуры; б) понижение давления; в) увеличение концентрации N_2 .

11. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если увеличить температуру на 30°C , а температурный коэффициент скорости равен 2?

12. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если увеличить концентрацию NO_2 в 2 раза и одновременно увеличить в 3 раза концентрации NO и O_2 ?

13. Действием каких факторов (температура, давление, концентрация) можно сдвинуть состояние равновесия вправо (\rightarrow) для следующей реакции: $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 - \text{Q}$?

14. Определите, в какую сторону сдвинется состояние равновесия в реакции $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow 3\text{S}_\text{T} + 2\text{H}_2\text{O}$, если произойдет: а) увеличение концентрации H_2S ; б) уменьшение концентрации H_2O ; в) увеличение концентрации S .

15. Какому правилу подчиняется зависимость скорости реакции от температуры? Сформулируйте его и запишите математическое выражение данного правила.

Лабораторная работа № 1

Влияние различных факторов на скорость химических реакций

Цель: научиться выявлять зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.

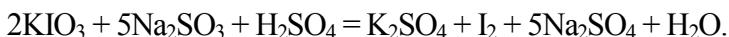
Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Для проведения опыта приготовлены два раствора, каждый из которых наливается в отдельную бюретку для взятия точного объема (в третьей бюретке – вода для изменения исходной концентрации):

1-й раствор – смесь (сульфит натрия Na_2SO_3 , серная кислота и раствор крахмала);

2-й раствор – раствор иодата калия KIO_3 .

При взаимодействии иодата калия с сульфитом натрия в кислой среде (H^+) протекает реакция с образованием свободного иода (I_2) который, в свою очередь, обнаруживается крахмалом:



Опыт заключается в практическом определении зависимости времени протекания реакции (Δt) от изменения концентрации иодата калия (C_{KIO_3}) при постоянной концентрации сульфита натрия.

Порядок проведения опыта

1. В четыре пробирки налить по 3 мл первого раствора.
2. В четырех других пробирках приготовить растворы иодата калия разных относительных концентраций (табл. 5).
3. Практически определить отрезки времени (Δt) от момента сливания подготовленных растворов (первого и второго) до появления синего окрашивания крахмала (уже добавлен в раствор сульфита натрия) иодом.
4. Результаты наблюдений занести в табл. 4.

Таблица 4

Влияние концентрации KIO_3 на условную скорость реакции

№ п/п	Объем, мл			Относ. концентрация KIO_3	Время протекания реакции Δt , с	Условная скорость реакции $V = 1/\Delta t$
	1-й раствор	2-й раствор				
		Na_2SO_3	KIO_3			
1	3 мл	2 мл	6 мл	0,25		
2	3 мл	4 мл	4 мл	0,5		
3	3 мл	6 мл	2 мл	0,75		
4	3 мл	8 мл	0 мл	1,00		

Выполнить задание.

На миллиметровой бумаге построить график зависимости V (ось ординат) от C (ось абсцисс). Масштаб следует выбирать таким образом, чтобы наибольшие значения величин по оси ординат и абсцисс находились на расстоянии не менее 8 см от начала координат.

В соответствии с законом действия масс зависимость скорости от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат (рис. 3).

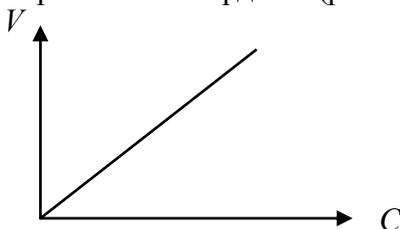


Рис. 1. Зависимость скорости V (ось ординат) реакции от концентрации C (ось абсцисс) реагирующих веществ

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции

Для выполнения опыта в три пробирки налить по 3 мл иодата калия, а в другие три пробирки – по 3 мл сульфита натрия. Первую пару пробирок поместить в стакан с водопроводной водой, через 3–4 мин измерив температуру воды в стакане, смешать содержимое пробирок и отсчитывать время с момента сливания до момента появления синего окрашивания.

Вторую пару пробирок поместить в стакан с водой и нагреть воду до температуры на 11–12 °С выше в сравнении с первой парой пробирок. Прodelать тот же самый опыт. Нагреть на 1–2 °С выше заданной (т.е. не на 10 °С, а на 11–12 °С) необходимо потому, что при смешивании растворов температура немного понижается.

В третьей паре пробирок температуру воды повысить еще на 11–12 °С относительно второй.

Результаты наблюдений записать в табл. 4.

Влияние температуры на скорость реакции

№ п/п	Температура опыта, $t^{\circ}\text{C}$	Промежуток времени от начала сливания до появления окрашивания t , (с)	Скорость реакции, моль/с $V=1/t$

Выполнить задание.

На миллиметровой бумаге построить график (рис. 4) зависимости скорости реакции от температуры. С помощью этого графика получить величину температурного коэффициента (γ), используя правило Вант-Гоффа. Для этого на оси температур произвольно выбрать две температуры (t_1 и t_2), отличающиеся на 10°C , и с оси скоростей снять соответствующие выбранным температурам скорости – V_1 и V_2 .

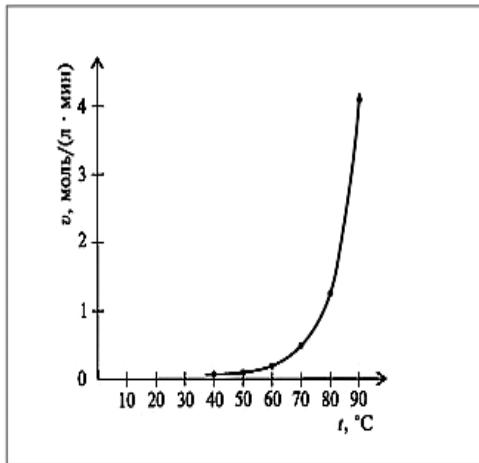
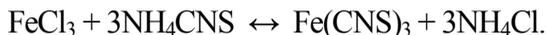


Рис. 2. Зависимость скорости реакции V от температуры $t^{\circ}\text{C}$

Опыт 3. Смещение химического равновесия при изменениях концентраций реагирующих веществ

Для опыта удобно воспользоваться следующей реакцией:



Из веществ этой системы $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ интенсивно окрашен в красный цвет, в то время как разбавленные растворы FeCl_3 окрашены в желтый цвет, а растворы NH_4CNS и NH_4Cl бесцветны. Поэтому всякое изменение концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ сказывается на окраске раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ.

Для проведения опыта налить в стакан около 30-40 мл воды и добавить точно 1-2 капли NH_4CNS и FeCl_3 , раствор должен иметь светло-красный цвет (если раствор темно-красный, можно разбавить водой).

Выполнить задание.

Составить уравнение обратимой реакции и уравнение константы равновесия.

Разлить полученный раствор в пробирки (их четыре). В первую добавить две капли FeCl_3 , во вторую – две капли NH_4CNS , в третью насыпать сухой соли NH_4Cl и перемешать. Четвертая – контрольная.

Как изменится интенсивность окраски в этих пробирках по сравнению с контрольной? Дать объяснение, исходя из уравнения константы равновесия. В какую сторону произошло смещение химического равновесия?

Контрольные вопросы и задания к лабораторной работе

1. Сформулируйте понятие «скорость химической реакции». В каких единицах она измеряется?
2. Сформулируйте закон действия масс. Запишите математическое выражение закона действия масс.
3. Физический смысл константы скорости химических реакций. От каких факторов она зависит?
4. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.

5. Почему часть столкновений между молекулами не приводит к протеканию реакции? Сформулируйте понятие «энергия активации».

6. Сформулируйте понятия «катализатор», «катализ», «ингибитор», «фермент». Объясните механизм действия катализатора.

7. Сформулируйте принцип Ле Шателье.

8. Сформулируйте понятие «энергия активации частицы».

9. Определите, во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 10 до 100⁰С, если температурный коэффициент равен 2?

Раздел 3. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Тема 1. Растворы

Классификация растворов по агрегатному состоянию и содержанию растворенного вещества. Растворы концентрированные и разбавленные. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов. Закон Рауля. Осмотическое давление.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 6.

Таблица 6

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Растворы	Концентрированные, разбавленные, твердые, жидкие, газообразные, коллоидные, истинные. Ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные. Растворимость. Концентрация: процентная, молярная, моляльная, нормальная, титр. Однонормальный. Децинормальный. Сантинормальный Переход от одной концентрации к другой. Смешение растворов. Закон Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы. Осмотическое давление

Существует несколько способов выражения концентрации растворов:

1. Процентная концентрация (массовая доля) (ω) – это растворенное вещество, выраженное в граммах, содержащееся в 100 г раствора:

$$\omega = X_{\Gamma} / (X + Y)_{\Gamma} \cdot 100\%,$$

где X_{Γ} – масса растворенного вещества;

Y_{Γ} – масса растворителя;

$(X + Y)_{\Gamma}$ – масса раствора.

Масса раствора может быть выражена произведением плотности раствора на его объем:

$$(X + Y)_{\Gamma} = \rho_{\Gamma/\text{см}^3} \cdot V_{\text{см}^3},$$

отсюда

$$\omega = X_{\Gamma} / (\rho_{\Gamma/\text{см}^3} \cdot V_{\text{см}^3}).$$

Например, 5%-й раствор означает:

5 г (X) содержится в 100 г (X + Y)

или

5 г (X) содержится в 95 г (Y).

2. Молярная концентрация (C_M) – это количество молей растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_M = 1_{\text{моль}} / V_{\text{л}} = X_{\Gamma} / M_{\Gamma/\text{моль}} \cdot V_{\text{л}} (\text{моль/л}).$$

Например, запись 0,2M HCl означает, что 0,2 моль HCl растворено в 1 л раствора.

3. Эквивалентная (нормальная) концентрация (C_E или C_N) – это количество моль-эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_N = 1_{\text{моль}} / V_{\text{л}} = X_{\Gamma} / M_{\text{экв}} \cdot V_{\text{л}} (\text{моль/экв. л}).$$

Например, запись: 0,5н. H_2SO_4 означает, что 0,5 моль-эквивалента серной кислоты содержится в 1 л раствора.

Под *эквивалентом элемента* понимают также его количество, которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Например, в соединениях HCl, H_2S , NH_3 эквивалент хлора, серы и азота равен соответственно 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль.

Молярная масса эквивалента кислоты – это частное деление молярной массы кислоты на количество ионов водорода, участвующих в реакции:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 \text{ (г/моль)}.$$

Молярная масса гидроксида – это частное деление молярной массы гидроксида на количество гидроксид-ионов, участвующих в реакции:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Ba}(\text{OH})_2) = M(\text{Ba}(\text{OH})_2) / 2 \text{ (г/моль)}.$$

Молярная масса эквивалента соли – это частное деление молярной массы соли на произведение валентности металла соли на количество его частиц в формуле соли:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / 3 \cdot 2 \text{ (г/моль)}.$$

4. Моляльная концентрация (C_m) – это количество молей растворенного вещества в 1 кг растворителя:

$$C_m = 1 \text{ моль} / Y \text{ кг (моль/кг)} = X \text{ г} \cdot 1000 / M \text{ г/моль} \cdot Y \text{ г (моль/кг)}.$$

5. Титр раствора (T) – это растворенное вещество, выраженное в граммах, в 1 см³ раствора:

$$T = X \text{ г} / V \text{ см}^3; \quad T = C_H \cdot M_{\text{ЭКВ}} / 1000 \text{ (г/см}^3\text{)}.$$

Решение типовых задач

Пример 1. Определить нормальность раствора H_2SO_4 , 15 мл которого реагирует без остатка с 30 мл 0,5 н. раствора BaCl_2 .

Решение. Обозначим нормальность серной кислоты через N , тогда $15 \cdot N(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \cdot 0,5$, откуда $N(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \cdot 0,5 / 15 = 1,0$. Следовательно, раствор серной кислоты однонормальный.

Пример 2. Сколько граммов NaOH необходимо для приготовления 3 л 10%-го раствора?

Решение. По данным таблицы плотности растворов определяем плотность 10%-го раствора NaOH – ($\rho = 1,115$ г/мл). Вычисляем массу 3 л раствора щелочи:

$$m = \rho V = 1,115 \text{ г/мл} \cdot 3000 \text{ мл} = 3345 \text{ г}.$$

$$100 \text{ г раствора} \quad - \quad 10 \text{ г NaOH}$$

$$3345 \text{ г раствора} \quad - \quad X \text{ г NaOH}$$

Следовательно, для приготовления 3 л 10%-го раствора щелочи необходимо 334,5 г NaOH .

Задания для самостоятельного выполнения

1. Что означает: а) децинормальный раствор; б) сантинормальный раствор?
2. Почему свойства компонента в растворе отличаются от его свойств в собственной фазе (в чистом состоянии)?
3. Как и чем различаются понятия растворителя и растворенного вещества?
4. Сравните достоинства и недостатки известных вам способов выражения количественного состава растворов. На какие две группы можно разделить эти способы? В чем основное различие между этими группами?
5. Может ли насыщенный раствор быть разбавленным, а ненасыщенный – концентрированным?
6. Что такое растворимость вещества? Чем ее можно охарактеризовать количественно?
7. Почему растворимость газов в жидкости всегда уменьшается с повышением температуры? Как ее можно увеличить при заданной температуре?
8. Путем выпаривания воды из 222,2 г насыщенного раствора сульфата калия получено 22,2 г безводной соли. Найдите растворимость K_2SO_4 в воде.
9. Растворимость дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ равна 12,5 г на 100 г воды при $20^\circ C$. Установите, какова будет масса насыщенного раствора, если для приготовления его использовано 400 г воды.
10. Раствор КОН с концентрацией 15% имеет плотность 1,12 г/мл. Сколько граммов щелочи содержится в 200 мл этого раствора?
11. Определите молярность, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора, 2 л которого содержат 9,8 г H_3PO_4 .

Лабораторная работа № 2

Приготовление раствора поваренной соли (NaCl) заданной концентрации

Цель: научиться готовить раствор заданной концентрации.

Задание: Сколько мл 24%-го раствора NaCl ($\rho = 1,184$ г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 250 мл 8%-го раствора ($\rho = 1,059$ г/мл)?

Ход работы

1. Находим массу NaCl, которая будет содержаться в 250 мл 8%-го раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho = 250 \text{ мл} \cdot 1,059 \text{ г/мл} = 264,75 \text{ г р-ра.}$$

$$8 \text{ г NaCl} - 100 \text{ г р-ра}$$

$$X \text{ г NaCl} - 264,75 \text{ г р-ра}$$

$$X = 8 \cdot 264,75 / 100 = 21,18 \text{ г (NaCl).}$$

2. Определим, сколько граммов 24%-го раствора NaCl потребуется для приготовления 250 мл 8%-го раствора:

$$24 \text{ г NaCl} - 100 \text{ г р-ра}$$

$$21,18 \text{ г NaCl} - X \text{ г р-ра}$$

$$X = 21,18 \cdot 100 / 24 = 88,25 \text{ г р-ра}$$

3. Найдем объем 24%-го раствора NaCl делением массы раствора на плотность:

$$V_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра}} / \rho = 88,25 / 1,184 = 74,54 \text{ мл.}$$

Данный объем 74,54 мл раствора NaCl (24%-го) измерить маленьким цилиндром и перенести в большой цилиндр, довести объем водой до 250 мл. Раствор хорошо перемешать.

Замерить ареометром плотность полученного раствора и рассчитать относительную ошибку:

$$\Pi = (\rho_{\text{теор}} - \rho_{\text{практ}}) \cdot 100 / \rho_{\text{теор}},$$

где Π – относительная ошибка по удельному весу, %.

Примечание. Плотность – это масса единицы объема раствора (г/мл). Практически плотность раствора измеряется ареометром, использование которого основано на законе Архимеда. В расширенной части ареометра находится груз, а в верхней узкой трубке – шкала с делением в единицах плотности. Ареометр погружается в раствор на глубину, которая зависит от плотности раствора (чем выше плотность, тем меньше глубина погружения). Поверхность жидкости «показывает» на шкале ареометра величину плотности раствора.

Выполнить задание. Для полученного раствора определить молярную, эквивалентную концентрации и титр раствора.

Контрольные вопросы и задания к лабораторной работе

1. Растворы, их место среди других многокомпонентных систем.
2. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константа.
3. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах.
4. Способы выражения концентрации растворов.
5. Что характеризуют криоскопическая и эбуллиоскопическая константа – раствор, растворитель или растворенное вещество? Почему?
6. Что такое полупроницаемая перегородка в осмотических явлениях?
7. Какой раствор по отношению к другому называют:
 - а) гипертоническим;
 - б) гипотоническим?В сторону какого из них должен быть направлен осмос?
8. В концентрированном растворе хлорида натрия красные кровяные шарики сморщиваются (плазмолиз), а в воде или сильно разбавленном растворе NaCl набухают (гемолиз). Как объяснить эти явления?
9. Почему при открывании глаз в речной воде появляется ощущение рези, а в морской воде – нет?
10. Объясните, почему в лабораторной практике очень часто используют фракционную перегонку несмешивающихся летучих жидкостей? Какие преимущества имеет данный метод и почему?
11. Определите молярную концентрацию эквивалента раствора кислоты, на нейтрализацию 18 мл которого потребовалось 24 мл 0,1 н. раствора щелочи.
12. Определите массу NaOH, содержащегося в 200 мл 0,2 н. раствора?

Тема 2. Реакции ионного обмена. Водородный показатель. Гидролиз солей

Свойства растворов электролитов. Кислоты, основания, соли. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Водородный показатель. Гидролиз солей. Реакции осаждения и растворения.

Перечень основных химических понятий по теме представлен в табл. 7.

Таблица 7

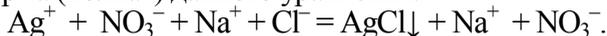
Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Реакции ионного обмена	Теория электролитической диссоциации. Гидратация ионов. Степень диссоциации. Сила электролитов. Константа диссоциации. Ионно-молекулярные уравнения. Произведение растворимости
Водородный показатель	Водородный показатель (рН и рОН)
Гидролиз солей	Гидролиз. Кислая среда. Щелочная среда. Нейтральная среда. Константа гидролиза

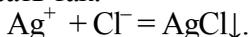
Согласно теории электролитической диссоциации, реакции между кислотами, основаниями и солями в водных растворах протекают между ионами, на которые распадаются молекулы этих веществ. Ионные реакции становятся практически осуществимы, когда в результате реакции образуются: а) слабодиссоциирующее вещество; б) осадок; в) газообразное вещество.

Пример. $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$.

При сливании растворов хлорида натрия и нитрата серебра ионы серебра с ионами хлора образуют фазу хлорида серебра. Это вещество почти не растворяется в воде и выпадает в осадок, поэтому ионы серебра и хлора удаляются из раствора и реакция идет до конца. Ионная форма (полная) данного уравнения:



Так как реакция протекала только между ионами хлора и серебра, а с остальными ионами никаких изменений не произошло, ионное уравнение следует записать так:



Это ионное уравнение и выражает сущность данной реакции. Оно показывает, что любая растворимая соль серебра с любым хлоридом дает осадок.

Диссоциация воды. Водородный показатель.

Вода является слабым электролитом, диссоциирующим согласно уравнению $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Константа диссоциации воды очень мала:



Константа диссоциации воды при 25°C составляет

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,86 \cdot 10^{-16}.$$

Принимая концентрацию воды $[\text{H}_2\text{O}]$ величиной практически постоянной, можно записать так:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,86 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрация воды равна $1000 / 18 = 55,56$ моль/л (1 л содержит 1000 г воды, т.е. 1000:18 = 55,56 молей).

$$\text{Отсюда } [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,86 \cdot 10^{-16}) \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14} = K_w.$$

Произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов называется *ионным произведением воды*.

В нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л,

в кислой – $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$,

в щелочной – $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

При этом в любых средах произведение концентрации водородных и гидроксильных ионов при данной температуре (25°C) остается постоянным и равным $1 \cdot 10^{-14}$ моль/л.

Для количественной характеристики среды (кислой, щелочной) обычно приводят не концентрацию водородных ионов, а применяют условный показатель, обозначаемый через рН и называемый водородным показателем.

Водородный показатель представляет собой отрицательный логарифм концентрации водородных ионов $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$.

Тогда рН различных растворов будет иметь следующие значения:

кислый рН < 7, щелочной рН > 7, нейтральный рН = 7.

Решение типовых задач

Пример. а) $[H^+] = 10^{-4}$ моль/л. Вычислить $[OH^-]$.

Решение. $[OH^-] = 10^{-14} / 10^{-4} = 10^{-10}$ моль/л.

б) вычислить рН 0,01 н. раствора КОН (степень диссоциации принять за 100%).

$KOH \leftrightarrow K^+ + OH^-$; $[OH^-] = 0,01 = 10^{-2}$ моль/л;
 $[H^+] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12}$ моль/л; $pH = -\lg[H^+] = -\lg[10^{-12}] = 12$,
среда щелочная.

Задания для самостоятельного выполнения

1. В трех стаканах находятся 0,01М растворы КОН, Ва(ОН)₂, NH₃•Н₂О. Укажите (не прибегая к расчету), в каком из растворов значение рН будет больше.

2. В трех стаканах находятся 0,01М растворы азотной кислоты, серной кислоты и уксусной кислоты. Укажите (не прибегая к расчету), в каком из растворов значение рН будет больше.

3. Определите молярную концентрацию азотной кислоты в растворе: а) с концентрацией катионов водорода 0,294 моль/л; б) с рН = 3.

4. Рассчитайте водородный показатель рН: а) 0,01М раствора хлороводорода; б) 0,01М раствора гидроксида лития.

5. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций двойного обмена в растворе:

а) $Pb(NO_3)_2 + Na_2S = \dots$

б) $FeCl_3 + Na_3PO_4 = \dots$

в) $Pb(CH_3COO)_2 + H_2S = \dots$

г) $Na_2SO_4 + AgNO_3 = \dots$

д) $Ba(NO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 = \dots$

е) $FeSO_4 + KOH = \dots$

6. Укажите среди перечисленных ниже веществ сильные и слабые электролиты: HCl, AgCl, H₂S, PbS, H₂CO₃, CaCO₃, Al(OH)₃.

7. Как связана сила электролита с его растворимостью?

8. Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Как при этом соотносятся по величине (примерно) последовательные константы диссоциации?

9. При 20°C для чистой воды рН = 7. Как изменится рН, например, при 75°C? С чем это связано?

Гидролизом солей называется взаимодействие ионов растворенной соли с ионами воды, сопровождающееся изменением pH раствора.

При гидролизе соли смещается ионное равновесие диссоциации воды. В результате растворы большинства солей имеют кислую или щелочную реакцию.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- а) сильным основанием и слабой кислотой (Na_2CO_3 , K_2SO_3 и др.);*
- б) слабым основанием и сильной кислотой (NH_4Cl , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и др.);*
- в) слабым основанием и слабой кислотой ($\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и др.).*

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются (K_2SO_4 , NaNO_3 , NaCl и др.).

Уравнения гидролиза солей пишутся аналогично другим ионным уравнениям: малодиссоциирующие (в том числе и вода), мало-растворимые, а также газообразные вещества записываются в виде молекул, сильные электролиты – в виде ионов.

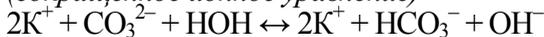
Уравнения гидролиза солей многоосновных кислот и многокислотных оснований записываются по ступеням аналогично ступенчатой диссоциации.

Решение типовых задач

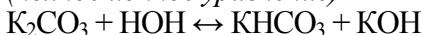
Пример 1. Гидролиз K_2CO_3



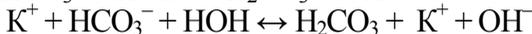
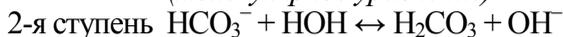
(сокращенное ионное уравнение)



(полное ионное уравнение)

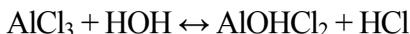


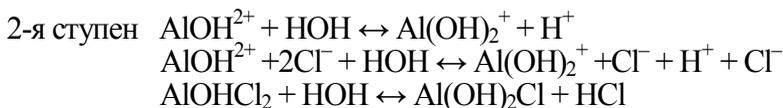
(молекулярное уравнение)



Гидролиз данной соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона CO_3^{2-} слабой кислоты, а накопление ионов OH^- приводит к тому, что pH раствора становится больше 7.

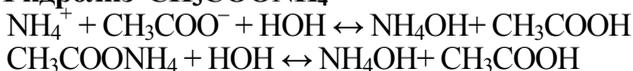
Пример 2. Гидролиз AlCl_3





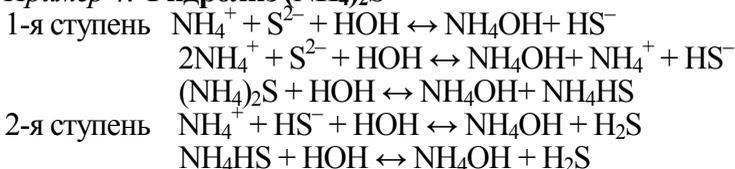
По 3-й ступени с образованием Al(OH)_3 гидролиз этой соли не идет вследствие накопления ионов H^+ , способствующих протеканию процесса справа налево (идет растворение Al(OH)_3 в кислой среде). В данном случае гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона Al^{3+} слабого основания. При этом образуется основная соль и накапливаются ионы H^+ , pH раствора становится меньше 7.

Пример 3. Гидролиз $\text{CH}_3\text{COONH}_4$



В данном случае в результате гидролиза соли образуется слабая кислота CH_3COOH и слабое основание NH_4OH . Накопление ионов H^+ или OH^- не происходит. Константы диссоциаций образующихся кислоты и основания очень близки по величине к 7. Соли образованные очень слабой кислотой и слабым основанием, почти полностью гидролизуются.

Пример 4. Гидролиз $(\text{NH}_4)_2\text{S}$



Задания для самостоятельного выполнения

1. Установлено, что в растворе Na_2CO_3 pH = 11, в растворе NaHCO_3 pH = 8. Почему?

2. Объясните, почему насыщенный раствор гидроксида магния не окрашивается фенолфталеином в малиновый цвет, но после кипячения раствора окраска появляется.

3. Составьте уравнения обратимого гидролиза солей CH_3COONa , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 .

4. Готовят водный раствор ацетата алюминия и измеряют pH. Получают значение, близкое к 7. Кипятят раствор. Появляется осадок диоксида-ацетата алюминия. Объясните результат опыта.

5. Раствор аммиака при 25°C имеет $\text{pH} > 7$. При добавлении мелкими порциями в этот раствор хлорида аммония среда становится менее щелочной, затем нейтральной и, наконец, кислой. Как объяснить результаты данного опыта?

6. Раствор хлорида железа (III) имеет $\text{pH} < 7$ при комнатной температуре. После длительного кипячения из раствора выпадает осадок состава $\text{FeO}(\text{OH})$, среда становится почти нейтральной. Объясните все результаты данного опыта.

7. Раствор Na_3PO_4 имеет сильно щелочную среду, а раствор NaH_2PO_4 – слабокислую. Дайте этому объяснение.

8. Известно, что, например, угольная кислота в свободном состоянии не существует. Откуда же знают, что эта кислота слабая и в справочниках даже приведены обе ее константы диссоциации?

9. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: Na_2S , CrCl_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

10. Какие из солей подвергаются гидролизу: K_2SiO_3 , FeCl_3 , K_2SO_4 , NaNO_3 , ZnSO_4 ?

Лабораторная работа № 3

Гидролиз солей. Реакции в растворах электролитов

Цель: изучить процесс взаимодействия ионов растворенной соли с ионами воды, сопровождающийся изменением pH раствора.

Опыт 1. Влияние растворов кислот и щелочей на окраску индикаторов

Все кислоты в водных растворах диссоциируют на ионы водорода и кислотные остатки. Все гидроксиды в водных растворах диссоциируют на ионы гидроксидов и металла. Водородные (H^+) и гидроксильные (OH^-) ионы обнаруживаются индикаторами.

В три пробирки налить по 2 мл дистиллированной воды. В первую внести три капли раствора лакмуса, во вторую – три капли фенолфталеина, в третью – три капли метилоранжа.

Наблюдать окраску индикатора в воде.

Результат записать в табл. 9.

В три пробирки налить по 2 мл хлороводородной кислоты. В первую пробирку внести три капли раствора лакмуса, во вторую – три капли фенолфталеина, а в третью – три капли метилоранжа.

Наблюдать окраску индикатора в кислоте. Результат записать в табл. 9.

В три пробирки налить по 2 мл щелочи. В первую пробирку внести три капли раствора лакмуса, во вторую – три капли фенолфталеина, а в третью – три капли метилоранжа.

Наблюдать окраску индикатора в щелочи. Результат записать в табл. 8.

Таблица 8

Окраска индикаторов в зависимости от среды раствора

Индикатор	Цвет индикатора		
	в дистил. воде	в кислоте	в щелочи
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилоранж			

Опыт 2. Зависимость степени диссоциации от природы электролита

Об относительной силе электролита можно судить по электропроводности его раствора или по химической активности в реакциях.

В пробирку налить 2 мл 0,1 н. раствора уксусной кислоты, в другую – 2 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты. В каждую пробирку опустить по одинаковому кусочку цинка. Обе пробирки поместить в стакан с горячей водой.

Наблюдать выделение водорода. С какой кислотой реакция идет более энергично? Объяснить наблюдаемое.

Выполнить задание.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Ионные реакции

В четыре пробирки налить по 1 мл раствор сульфата натрия, сульфата магния, сульфата цинка и сульфата алюминия. Прибавить в каждую пробирку по 1 мл раствора хлорида бария.

Наблюдать образование осадков.

Выполнить задание.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Написать общую ионную реакцию обнаружения сульфат-иона.

Опыт 4. Смещение химического равновесия в растворах электролитов

1. Налить в две пробирки по 2 мл раствора уксусной кислоты и по три капли метилоранжа. Добавить в одну пробирку немного кристаллического CH_3COONa . Хорошо перемешать. Сравнить цвет растворов в пробирках.

Выполнить задание.

Объяснить, почему изменился цвет раствора. Для объяснения воспользоваться законом действия масс. Что необходимо ввести в раствор кислоты для смещения равновесия в сторону образования малодиссоциирующих молекул?

2. В две пробирки налить по 2 мл раствора гидроксида аммония и по три капли фенолфталеина. Добавить в одну пробирку немного кристаллического хлорида аммония. Хорошо перемешать содержимое пробирок. Сравнить цвет растворов в пробирках.

Выполнить задание.

Объяснить наблюдаемое изменение окраски. Что надо ввести в раствор основания для смещения равновесия в сторону образования малодиссоциированных молекул? Какие вещества относятся к слабым электролитам?

Опыт 5. Определение характера гидролиза (влияние природы соли на реакцию среды)

Взять четыре пробирки. В одну налить 1 мл дистиллированной воды, во вторую – 1 мл раствора карбоната натрия, в третью – 1 мл хлорида натрия, в четвертую – раствор сульфата алюминия. Прилить в каждую пробирку по 2 капли фиолетового (нейтрального) лакмуса.

Выполнить задание.

Какие из этих солей подвергаются гидролизу? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 6. Влияние температуры на степень гидролиза

1. В пробирку налить 2 мл раствора ацетата натрия и две капли фенолфталеина. Нагреть содержимое пробирки до кипения и наблюдать усиление окраски раствора.

Выполнить задание.

Написать уравнение реакции гидролиза ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. Объяснить, почему окраска при нагревании усиливается, а при охлаждении исчезает.

2. Смешать в пробирке 1 мл раствора хлорида железа и 2 мл раствора уксусно-кислого натрия, прибавив 3 мл дистиллированной воды. Нагреть жидкость до кипения и несколько минут кипятить. Наблюдать выпадение бурого осадка основных уксусно-кислых солей железа.

Выполнить задание.

Написать уравнения реакций между хлорным железом, уксусно-кислым железом и водой. Объяснить, почему при нагревании выпадает осадок.

Опыт 7. Необратимый гидролиз (гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты)

Налить в пробирку 1 мл раствора сульфата алюминия и 1 мл раствора карбоната натрия. Наблюдать выделение пузырьков углекислого газа и образования осадка.

Выполнить задание.

Написать в молекулярной и ионной формах уравнения реакций: а) образования карбоната алюминия; б) гидролиза карбоната алюминия. Почему гидролиз карбоната алюминия практически идет до конца?

Контрольные вопросы и задания к лабораторной работе

1. Значение pH раствора NaHCO_3 растет при нагревании. Почему?
2. Какие вещества называются электролитами, неэлектролитами? Приведите примеры. Изотонический коэффициент.
3. Дайте определение понятиям «степень диссоциации», «константа диссоциации».
4. Дайте определение понятию «гидролиз».
5. С какой целью применяют такие вещества, как индикаторы?
6. Что такое ионное произведение воды и как математически его можно получить?
7. Что какой целью в химии был введен водородный показатель и что он показывает?
8. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:
 - а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 - б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$;
 - в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$;
 - д) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2$;
 - е) $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3$;
 - ж) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$;
 - з) $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HNO}_2$;
 - и) $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$.
9. Величина $\text{pH} = 4$. Что следует добавить к раствору – раствор кислоты или щелочи, чтобы увеличить pH до 6?

Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

Классификация ОВР. Степень окисления. Процесс окисления и восстановления. Метод электронного баланса.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 9.

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	Реакции ОВ. Степень окисления. Окисление. Восстановление. Окислитель. Восстановитель. Межмолекулярное ОВ. Внутримолекулярное ОВ. Реакции дисмутации (диспропорционирования). Реакции конмутации. Электронный баланс

Задания для самостоятельного выполнения

1. Почему окисление и восстановление – два взаимосвязанных процесса, которые не могут осуществляться один без другого?

1. Определите степени окисления атомов в следующих веществах и ионах:

а) KI, KClO₃, H₂SO₄, H₂S, KMnO₄, K₂Cr₂O₇, HClO, MnO;

б) MnO₄⁻, MnO₄²⁻, SO₃²⁻, ClO⁻, [Al(OH)₄]⁻.

2. Приведите примеры важнейших окислителей и восстановителей.

3. Приведите пример классификации ОВР.

4. Влияние реакций среды на ОВР.

5. Пользуясь электронными уравнениями, подберите коэффициенты в следующих уравнениях реакций:

а) FeSO₄ + KMnO₄ + H₂SO₄ → Fe₂(SO₄)₃ + MnSO₄ + K₂SO₄ + H₂O;

б) HgS + HNO₃ + HCl → HgCl₂ + S + NO + H₂O;

в) CrCl₃ + Br₂ + KOH → K₂CrO₄ + KBr + KCl + H₂O;

г) P + HNO₃ + H₂O → H₃PO₄;

д) HClO₃ + H₂SO₃ → H₂SO₄ + HCl.

6. Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций, в которых одно и то же вещество (а – простое; б – сложное) выступают как окислитель и как восстановитель.

7. Всегда ли элемент, находящийся в максимальной или минимальной степени окисления, проявляет высокую окислительную или восстановительную способность соответственно? Ответ подтвердите примерами.

8. Какие ионы окисляют металлы при растворении их в разбавленной и концентрированной серной кислоте?

Лабораторная работа № 4

Окислительно-восстановительные реакции

Цель: практически наблюдать ОВР и отработать метод электронного баланса для составления химических уравнений.

Последовательность уравнивания ОВР

1. Определить степень окисления всех элементов в схеме реакции.
2. Для элементов, изменивших степень окисления, составить электронные уравнения (определить число электронов, участвующих в изменении степени окисления каждого элемента).
3. Вычислить электронный баланс и коэффициенты для этих элементов.
4. Поставить полученные из баланса коэффициенты по обе стороны знака равенства в схеме реакции и уравнять остальные ионы:
а) катионы металлов; б) кислотные остатки; в) водород.
5. Правильность уравнивания проверить по кислороду.

Порядок выполнения опытов

1. Записать схему реакции (схемы даны ниже).
2. Осуществить реакцию практически (см. описание каждой реакции).
3. Уравнять ОВР методом электронного баланса.
4. Получить сокращенное ионное уравнение и записать наблюдения.

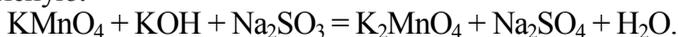
Опыт 1. Влияние среды раствора на окислительные способности перманганата калия (KMnO_4)

В зависимости от среды перманганат-ион (MnO_4^-), окрашивающий раствор в фиолетовый цвет, восстанавливается до:

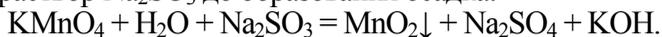
- а) в щелочной среде – MnO_4^{2-} , окрашивающего раствор в зеленый цвет;
- б) в нейтральной среде – MnO_2 , бурого осадка;
- в) в кислой среде – Mn^{2+} , не окрашивающего водный раствор, т.е. изменение заряда иона можно увидеть по изменению окраски раствора Mn^{+7} (входит в состав иона MnO_4^-).

Последовательность проведения реакций

1. *В щелочной среде.* В пробирку налить 2 мл раствора KMnO_4 , 2 мл концентрированного раствора KOH и по каплям добавить свежеприготовленный раствор Na_2SO_3 до перехода малиновой окраски раствора в зеленую:



2. *В нейтральной среде.* Налить в пробирку 2 мл раствора KMnO_4 , 2 мл H_2O и раствор Na_2SO_3 до образования осадка:



3. *В кислой среде.* В пробирку налить 2 мл раствора KMnO_4 , 2 мл H_2SO_4 и раствор Na_2SO_3 до обесцвечивания раствора:



Опыт 2. Окислительно-восстановительные способности перекиси водорода (H_2O_2)

Внимание! Перекись водорода при обращении требует повышенной осторожности, так как вспенивает растворы.

В составе H_2O_2 кислородный атом находится в промежуточной степени окисления ($\text{H}^+ - \text{O}^{-1} - \text{O}^{-1} - \text{H}^+$). Этим обусловлена способность H_2O_2 быть в реакциях или окислителем, или восстановителем в зависимости от реагента-партнера.

Опыт 2(а). Окисление перекиси водорода перманганатом калия.

Налить в пробирку 2 мл раствора KMnO_4 , 2 мл H_2SO_4 и добавить по каплям перекись водорода до обесцвечивания раствора:



Опыт 2(б). Восстановление перекиси водорода хромит-ионом.

В опыте используется способность ионов хрома по-разному окрашивать раствор в зависимости от степени окисления.

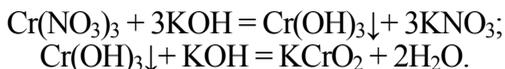
1. Cr^{+3} – входит в состав хромит-иона CrO_2^- и окрашивает раствор в сине-зеленый цвет.

2. Cr^{+6} – входит в состав хромат-иона CrO_4^{2-} или бихромат-иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ и окрашивает раствор в желтый или оранжевый цвет.

Последовательность выполнения опыта

1. Получить раствор хромита, используя амфотерность $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Для этого в пробирку налить 2 мл раствора нитрата хрома (III) и добавить концентрированный раствор KOH до растворения появляющегося сначала осадка:



Выполнить задание.

Записать наблюдения и все реакции опыта в ионном виде.

2. Провести ОВР, для чего к полученному раствору хромита калия добавить 4-5 капель перекиси водорода и нагреть раствор до кипения:



Выполнить задание.

Составить для реакции электронный баланс и расставить коэффициенты.

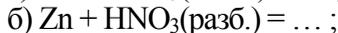
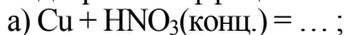
Контрольные вопросы и задания к лабораторной работе

1. Дайте определение понятию «степень окисления». Сравните понятия «степень окисления» и «валентность».

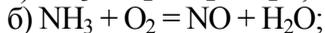
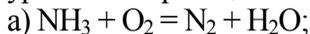
2. Какие окислительные значения имеют кислород, водород в свободном состоянии, в соединениях? Приведите примеры.

3. Что называют окисленной формой и восстановленной формой вещества? Как они различаются по величине степени окисления? За счет каких процессов происходит их взаимное превращение?

3. Запишите уравнения следующих реакций в водном растворе и подберите коэффициенты:



4. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях реакций:



5. Какой элемент и в какой степени окисления определяет возможность для указанных ниже веществ проявлять окислительные и восстановительные свойства: PbO_2 , BaO_2 , KH , H_2O_2 , N_2H_4 , Na_2SO_3 .

6. Какие из перечисленных ионов могут играть роль окислителей и почему: Cu^{2+} , S^{2-} , Fe^{3+} , Cl^- , ClO_4^- , MnO_4^- .

7. Какие из перечисленных ионов могут играть роль восстановителей и почему: Ag^+ , SO_4^{2-} , Fe^{2+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , MnO_4^- , MnO_4^{2-} , S^{2-} .

Раздел 4. ХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Тема 1. Периодическая система химических элементов и строение атомов.

Периодический закон и периодическая система. Изменение металлических и неметаллических свойств элементов. Современное строение атомов. Основные положения и понятия квантовой механики. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. Электронные формулы.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 10.

Таблица 10

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Периодическая система химических элементов	Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов
Строение атома	Молекула. Атом. Электрон. Нейтрон. Протон. Квантовая теория света. Волновая функция. Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое). Электронная формула. Принцип Паули. Правило Хунда. Первое и второе правило Клечковского. Энергия ионизации и сродство к электрону. Изотопы

Задания для самостоятельного выполнения

1. Опишите положение в короткопериодной форме периодической системы элементов с порядковыми номерами 11, 13, 16, 19, 20, 25, 29 и 35 (группа, подгруппа, период).

2. Укажите типичный металл и типичный неметалл в 3-м и 4-м периодах периодической системы.

3. Опишите изменение свойств элементов IVA и VIA групп с увеличением порядкового номера элементов.

4. Элементы: цезий, селен, магний, иод, аргон, натрий, кислород, литий, гелий, барий, сера, бром, неон, кальций, рубидий, ксенон, полоний, радий, фтор, радон, хлор, астат, криптон, калий, франций, стронций, теллур распределите по соответствующим группам и приведите их групповые названия.

5. Напишите электронные формулы атомов с порядковыми номерами 7, 16, 24, 25. С точки зрения строения атома объясните понятия «полные» и «неполные» аналоги.

6. Напишите электронные формулы атомов кремния и титана. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

7. Квантовые числа. Как с их помощью характеризуется положение электронов в атоме?

8. С помощью квантовых чисел охарактеризуйте положение электронов в следующих атомах: Na, C, S, Cl, Ne.

9. Электронная конфигурация атома неона совпадает с электронной конфигурацией ионов нескольких элементов. Приведите примеры таких ионов.

10. Объясните причины «проскока» электрона $4s \rightarrow 4d$ у элементов подгрупп хрома и меди. Как эти проскоки влияют на свойства простых веществ и их соединений?

Тема 2. Химическая связь и строение молекул

Природа химической связи. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Ковалентная связь и ее виды. Ионная связь. Водородная связь.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 11.

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Химическая связь	Химическая связь. Ковалентная связь (неполярная, полярная). Электроотрицательность. Направленность ковалентной связи. Метод валентных связей. Донорно-акцепторный механизм. Гибридизация атомных электронных орбиталей. Метод молекулярных орбиталей. Ионная связь. Водородная связь
Строение молекулы	Теория химического строения. Эффективные заряды атомов в молекуле. Электрический диполь. Дипольный момент. Полярные и неполярные молекулы. Геометрия молекулы

Решение типовых задач

Пример. Какая из связей: Н – N, Н – S, Н – Те, Н – Li – является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако в каждом из приведенных примеров?

Решение. Чтобы определить характер связи, необходимо найти разность относительных значений электроотрицательностей ($\Delta OЭO$) в приведенных парах, используя табличные данные:

- а) $\Delta OЭO (H - N) = 3,0 - 2,1 = 0,9$;
 б) $\Delta OЭO (H - S) = 2,5 - 2,1 = 0,4$;
 в) $\Delta OЭO (H - Te) = 2,1 - 2,1 = 0,0$;
 г) $\Delta OЭO (H - Li) = 2,1 - 1,0 = 1,1$.

Чем больше разность значений электроотрицательностей, тем более полярна связь. Наиболее полярна связь Н – Li. Молекулярное электронное облако смещается в сторону с большей электроотрицательностью, т.е. к азоту в первом случае, к сере во втором и к литию в четвертом случае. В третьем примере молекулярное электронное облако находится на одинаковом расстоянии от Н и Те.

Задания для самостоятельного выполнения

1. Определите тип химической связи между атомами в молекуле CH_4 , H_2S . Какова структура этих молекул? В какой из них наблюдается гибридизация атомных орбиталей?

2. Что называется электрическим моментом диполя молекулы? Какая из молекул: H_2O , H_2S , H_2Se – имеет наибольший дипольный момент?

3. Что называется электроотрицательностью? Как с помощью этой величины объяснить последовательность в изменении дипольных моментов молекул HF , HCl , HBr , HI ?

4. Изобразите образование:

- а) молекулы Cl_2 из двух атомов Cl^0 ;
- б) молекулы I_2 из катиона I^+ и аниона I^- ;
- в) катиона H_3O^+ из катиона H^+ и молекулы H_2O .

Какова валентность и степень окисления каждого атома в полученных частицах? Для случаев (б) и (в) укажите донор и акцептор электронной пары.

5. Какие предельные типы химических связей вам известны? Следует ли к ним причислить водородную и донорно-акцепторную связь? Ответ аргументируйте.

6. Какие из известных вам типов химической связи не обладают способностью к поляризации? Какие последствия это влечет за собой?

Раздел 5. СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ

Тема 1. Свойства металлов

Положение металлов в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Основные особенности в строении атомов металлов. Общая характеристика щелочных, щелочно-земельных металлов. Общая характеристика алюминия, меди, золота, серебра, железа и их соединений.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 12.

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Свойства металлов	Положение металлов в Периодической системе элементов. Металлические свойства s, p, d-элементов. Типичные металлы. Физические свойства металлов. Металлическая связь. Сплавы и их свойства. Химические свойства металлов. Металлы как восстановители. Пассивация металлов. Электрохимический ряд напряжений. Общие способы получения металлов. Распространение и формы нахождения металлов в природе.

Задания для самостоятельного выполнения

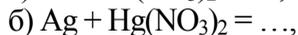
1. Металлические элементы Sr, Cr, Rb, Mn, Ga, Os, Sn, V, Ti расположите в ряд по возрастанию числа валентных электронов.

2. Имеется семь металлов: свинец, медь, ртуть, натрий, золото, серебро, вольфрам. Определите эти металлы по следующим физическим характеристикам: а) очень мягкий (режется ножом); б) желтого цвета; в) имеет матовую поверхность; г) самый тугоплавкий; д) жидкий при комнатной температуре; е) красного цвета; ж) обладает металлическим блеском и высокой электропроводностью.

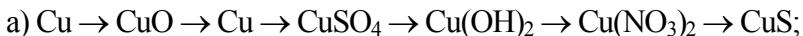
3. Сравните электронные конфигурации атомов марганца и хлора. Объясните их различие и причину нескольких степеней окисления у обоих элементов.

4. Составьте уравнения реакций между Mg, Al, Mn, Fe, Cd и хлороводородной кислотой. Будут ли протекать подобные реакции, если HCl заменить на HBr, HI, HClO₄, H₂SO₄ (конц.), HNO₃ (разб.)?

5. Железная пластинка, опущенная в раствор сульфата меди(II), покрывается слоем меди. Определите, в каких из следующих систем:



6. Как осуществить следующие превращения:



7. Изобразите электронные конфигурации атома Rb и иона Rb^+ . Нейтральному атому какого элемента отвечает конфигурация иона Rb^+ .

8. Через раствор гидроксида калия пропускают газы: диоксид серы, сероводород, иодоводород, хлор. Составьте уравнения возможных реакций.

9. Подтвердите основные свойства MgO и Mg(OH)_2 составлением уравнений соответствующих реакций.

10. Составьте электронную конфигурацию атома алюминия, укажите число валентных электронов.

11. К раствору нитрата алюминия добавлены: а) гидроксид натрия в избытке; б) гидроксид калия в недостатке; в) гидроксид аммония при комнатной температуре; г) гидроксид аммония при кипячении. В каких случаях выпадает осадок и какого состава? Ответ подтвердите молекулярными и ионными уравнениями реакций.

12. К осадку гидроксида алюминия добавляют концентрированный раствор гидроксида натрия (наблюдают переход осадка в раствор), а затем пропускают через раствор диоксид серы (наблюдают выпадение осадка). Составьте уравнения реакций.

13. Как осуществить следующие превращения:



Тема 2. Свойства неметаллов

Положение неметаллов в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Общая характеристика неметаллов. Особенности электронного строения атомов неметаллов. Электроотрицательности и окислительная способность неметаллов. Неметаллические простые вещества.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 13.

Таблица 13

Перечень химических понятий по теме

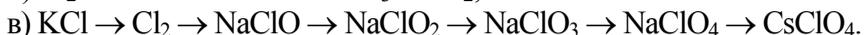
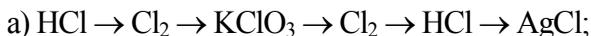
Содержание темы	Понятия, законы, правила
Свойства неметаллов	Положение неметаллов в Периодической системе элементов. Неметаллические свойства р-элементов. Типичные неметаллы. Физические свойства неметаллов. Химическая связь в неметаллах. Химические свойства неметаллов. Неметаллы как восстановители и окислители. Общие способы получения неметаллов. Распространение и формы нахождения неметаллов в природе.

Задания для самостоятельного выполнения

1. Расположите соединения в рядах: а) HBr, HF, HI, HCl; б) H₂Se, H₂S, H₂O, H₂Te; в) H₂O, CH₄, HF, NH₃ в порядке увеличения полярности связи.

2. Приведите примеры сходства химических свойств водорода со щелочными металлами и галогенами.

3. Составьте уравнения реакций в цепи превращений:



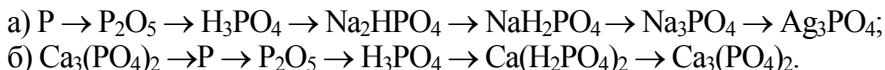
4. Напишите электронную конфигурацию атома селена. Укажите число валентных и неспаренных электронов.

5. Молекула S₂ является электронным аналогом O₂. Выведите электронные формулы O₂ и S₂, укажите валентность атомов кислорода и серы.

6. Осуществите следующие превращения:



7. Как осуществить следующие превращения:



8. Графит обрабатывают концентрированной азотной кислотой, образующуюся смесь газов поглощают насыщенным раствором гидроксида кальция. Составьте уравнения реакций.

Раздел 6. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Тема 1. Строение и свойства комплексных соединений

Строение комплексных соединений. Теория координационной химической связи. Номенклатура комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Характерные химические свойства комплексных соединений.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 14.

Таблица 14

Перечень химических понятий по теме

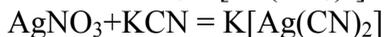
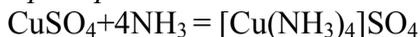
Содержание темы	Понятия, законы, правила
Строение и свойства комплексных соединений	Центральный ион-комплексообразователь, лиганды, донорные атомы лигандов, координационное число, внешняя и внутренняя сферы, метод валентных связей, константы устойчивости и константы нестойкости. Химические свойства. Характерные способы получения.

Решение типовых задач

1. *Комплексообразование.* Суть состоит в том, что комплексные частицы обычно получаются в результате объединения более простых частиц (молекул, атомов или ионов) за счет донорно-акцепторной связи. Комплексное соединение

можно рассматривать как продукт соединения более простых молекул, из которых каждая отдельно взятая способна существовать самостоятельно.

Пример.



2. *Комплексообразователь* — центральный ион в комплексе. Эту роль обычно выполняет ион металлов d-семейства (элементы середины больших периодов периодической системы Д. И. Менделеева).

3. *Лиганды* — отрицательно заряженные частицы или нейтральные молекулы, имеющие дипольный характер.

(H_2O , NH_3 , NO , CO , CN^- , NO_2^- , Cl^- , I^- , OH^- и др.).

4. *Координационное число* — число, показывающее, сколько лигандов удерживает комплексообразователь. Как правило, координационное число равно 4 или 6.

5. *Внутренняя координационная сфера*, образованная комплексообразователем и лигандами. Ионы, не вошедшие во внутреннюю сферу, составляют внешнюю сферу комплексного соединения. При составлении комплексного соединения внутренняя сфера от внешней отделяется квадратными скобками.

Пример. Комплексное соединение состава $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$ записывается так: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$,

 комплексообразователь Fe^{3+} ;

 лиганды CN^- ;

 координационное число 6;

 внутренняя сфера $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$;

 внешняя сфера 3K^+ .

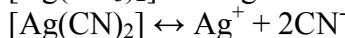
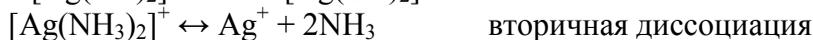
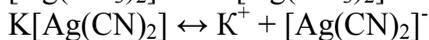
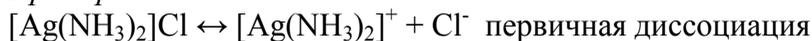
6. Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов комплексообразователя и лигандов.

Пример. Вычислить заряд комплексного иона, образованного платиной, со степенью окисления +4 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$.

Решение. Степень окисления Pt = +4, заряд NH_3 равен нулю, а заряд двух хлорид-ионов равен -2, алгебраическая сумма зарядов: $+4 + (-2) = +2$.

7. Диссоциация комплексных соединений на внешнюю и внутреннюю сферу протекает полностью — первичная диссоциация. Диссоциация комплексного иона протекает в незначительной степени — вторичная диссоциация, к которой применим закон действующих масс для составления константы диссоциации комплексного иона, характеризующая устойчивость внутренней сферы комплексного соединения, и называется константой нестойкости.

Пример.



Константы нестойкости указанных ионов:

$$K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{\{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+\}} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{CN}^-]^2}{\{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{-}\}} = 1,0 \cdot 10^{-21}$$

В приведенных примерах комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ более прочен, чем $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Лабораторная работа № 5

Комплексные соединения

Опыт 1. Диссоциация двойной соли.

В три пробирки налить по 2 мл железоаммонийных квасцов $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. В одну пробирку влить 2–3 мл NaOH или KOH. Нагреть. Обнаружить выделение NH_3 (по запаху и по посинению влажной красной лакмусовой бумажки). Эта реакция свидетельствует о наличии иона NH_4^+ .

Во вторую пробирку добавить раствор NH_4CNS . Появ-

ление кроваво-красной окраски указывает на присутствие иона Fe^{3+} .

В третьей пробирке сделать пробу на ион SO_4^{2-} добавляя раствор BaCl_2 . Образуется осадок BaSO_4 , не растворимый в кислотах и щелочах.

Выполнить задание. Составить уравнение электролитической диссоциации раствора железоаммонийных квасцов. Написать молекулярные и ионные уравнения проделанных реакций.

Опыт 2. Различие между простыми и комплексными ионами.

1. К 2 мл раствора FeCl_3 прибавить раствор NH_4CNS . Наблюдать появление кроваво-красной окраски вследствие образования роданового железа.

Выполнить задание. Составить уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Эта реакция характерна для иона Fe^{3+} .

2. Прodelать аналогичный опыт, взяв вместо FeCl_3 железосинеродистый калий $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Выполнить задание. Описать наблюдения и сделать вывод, содержит ли раствор этой соли ионы Fe^{3+} ?

Опыт 3. Получение комплексных катионов.

Образование аммиаката серебра.

Налить в пробирку 2 мл раствора AgNO_3 и 2 мл раствора HCl . Наблюдать образование белого осадка AgCl . К части полученного осадка прилить концентрированный раствор аммиака. При этом образуется комплексное соединение $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Наблюдать, что происходит с осадком. К полученному раствору прибавить раствор HNO_3 до кислой реакции (определить по лакмусу при перемешивании). Что при этом наблюдается?

Выполнить задание. Написать уравнения проделанных реакций. Все остатки серебра слить в специальную колбу.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства комплексных соединений.

1. Окисление двухвалентного железа в ионе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ до трехвалентного $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

К 2–3 мл бромной воды (Br_2) прилить несколько капель желтой кровяной соли. Кипятить раствор до удаления брома, не вступившего в реакцию. Затем открыть в растворе образовавшийся ион $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ прибавлением кристаллика FeSO_4 .

Выполнить задание. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

2. Восстановление трехвалентного железа в ионе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ до двухвалентного $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

К 2 мл раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ прибавить несколько капель раствора FeCl_3 . Наблюдать окраску раствора. Прибавить несколько капель H_2O_2 и 2 мл KOH . Наблюдать изменение окраски раствора.

Выполнить задание. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. К окислительно-восстановительным реакциям составить электронные уравнения.

Опыт 5. Диссоциация комплексных ионов.

1. Налить в две пробирки 2 мл раствора CuSO_4 , в одну пробирку добавить 2 мл раствора NaOH , а в другую — 2 мл раствора Na_2S . В первой пробирке образуется осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета, а во второй — черный осадок CuS . Эта реакция на ион Cu^{2+} .

Выполнить задание. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

2. Приготовить раствор комплексного соединения аммиаката меди путем приливания избытка NH_4OH к 2 мл раствора CuSO_4 (до растворения образовавшегося вначале осадка). Полученный раствор $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ разлить в две пробирки. В одну пробирку влить раствор NaOH (осадка не образуется), а в другую — Na_2S (выпадает черный осадок). Объяснить наблюдаемые явления исходя из величин произведе-

ния растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS и значений констант нестойкости комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Задания для самостоятельного выполнения

1. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ соответственно равны $1,0 \cdot 10^{-7}$; $2,6 \cdot 10^{-11}$; $4,6 \cdot 10^{-14}$. Какой из этих ионов является более прочным? Чему равно координационное число и заряд комплексообразователя в этих соединениях?

2. Определить заряд и координационное число комплексообразователя в соединениях $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

3. Написать уравнения диссоциации на ионы следующих соединений: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$. Написать также уравнения вторичной диссоциации комплексных ионов этих соединений.

4. Определить заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$.

5. Чему равны координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$?

6. Написать формулы комплексных соединений, имеющих состав $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$, $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{KCl}$. Указать заряд и координационное число комплексообразователя, величину и знак заряда комплексного иона.

7. Безводный хлорид хрома CrCl_3 , присоединяя аммиак, может образовать две комплексные соли: $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ и $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$. Написать комплексные формулы этих солей и уравнения их первичной диссоциации на ионы, зная, что из раствора одной соли нитрат серебра осаждает весь содержащийся в ней хлор, а из другой — только $2/3$ входящего в ее состав хлора.

8. Написать уравнения первичной диссоциации на ионы следующих комплексных солей кобальта, заключив ком-

плексные ионы в квадратные скобки: $\text{Co}(\text{NO}_3)_3 \cdot 3\text{KNO}_3$, $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$.

9. Комплексная соль имеет состав $\text{CoClSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$. При действии на ее раствор нитратом серебра осадка не образуется, а хлорид бария осаждает из раствора BaSO_4 . Написать уравнение диссоциации этой соли на ионы, заключив комплексный ион в квадратные скобки.

10. Определить знак заряда у следующих комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, имея в виду, что комплексообразователями являются ионы Cr^{3+} , Pt^{4+} , Ag^+ , Co^{3+} .

11. Чему равен заряд и координационное число комплексообразователя в соединениях $\text{Pb}[\text{SbBr}_6]$, $\text{K}[\text{SbCl}_6]$, $\text{Na}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$?

12. Написать молекулярные и ионные уравнения реакции между KCl и $\text{Na}_2[\text{PtCl}_6]$, K_2SO_4 и $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. В обоих случаях образуются труднорастворимые комплексные соединения.

13. Определить величину, знак заряда комплексного иона и координационное число комплексообразователя в соединениях $\text{K}[\text{AlCl}_4]$, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, $\text{H}[\text{BF}_4]$. Написать выражения для констант нестойкости комплексных ионов.

14. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$, $1 \cdot 10^{-37}$, $1 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Указать величину и знак комплексообразователей в этих соединениях.

15. Написать выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Чему равен заряд и координационное число комплексообразователей в этих ионах?

16. Указать для комплексных соединений $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ координационное число, заряд комплексообразователя, лиганды.

17. Какое комплексное соединение образуется в ре-

зультате реакции $\text{CuCl}_2 + 4\text{NH}_3$? Чему равен заряд комплексного иона, координационное число комплексообразователя? Написать уравнение константы нестойкости комплексного иона.

18. Определить заряд, координационное число комплексообразователя в комплексном соединении $\text{H}[\text{AuCl}_4]$. Написать уравнение первичной и вторичной диссоциации этого соединения.

19. Написать формулу комплексного иона, в котором комплексообразователем с координационным числом, равным 4, является ион Cu^{2+} , а лигандами — молекулы воды. Написать выражение константы нестойкости этого иона.

20. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими, взятыми попарно, солями: CuSO_4 и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, FeSO_4 и $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$, AgNO_3 и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Образующиеся в результате реакций комплексные соли нерастворимы в воде.

21. Написать уравнения диссоциации на ионы следующих комплексных солей, заключив формулы комплексных ионов в квадратные скобки: $\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_3$, $\text{Cr}(\text{NH}_3)_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \cdot 3\text{Cl}^-$, $\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)_3$. Координационное число хрома и кобальта равно 6.

22. Из раствора комплексной соли $\text{Pt}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_4$ нитрат серебра осаждает весь хлор в виде AgCl , а из раствора соли $\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_4$, — только 1/4 часть входящего в ее состав хлора. Написать формулы указанных солей, заключив комплексные ионы в квадратные скобки, указать координационное число платины.

23. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны $3,0 \cdot 10^{-16}$; $4,0 \cdot 10^{-14}$; $1,4 \cdot 10^{-17}$. Какой из этих ионов является более прочным? Указать величину и знак заряда комплексообразователя в этих ионах. Написать выражение для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

24. Написать выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[\text{HgBr}]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Чему рав-

ны степень окисления и координационное число комплексообразователей ?

25. Чему равны заряд и координационное число комплексообразователя в соединениях $K_3[Co(NO_2)_6]$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$? Написать уравнения первичной диссоциации этих соединений.

26. Определить заряды следующих комплексных ионов: $[Cr(NH_3)_5NO_3]$, $[Pt(NH_3)Cl_3]$, $[Ni(CN)_6]$, $[Cr(H_2O)_6]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Pt^{2+} , Ni^{2+} .

27. Составить формулы следующих комплексных соединений, заключив в квадратные скобки их комплексные ионы: $CoCl_3 \cdot 5NH_3$, $CoCl_3 \cdot 4NH_3$, $Co(NO_2)_3 \cdot 2KNO_2 \cdot NaNO_2$. Координационное число Co^{3+} равно 6. Написать уравнения диссоциации этих соединений.

28. Вычислить степени окисления платины, кобальта, олова, золота и никеля в комплексных ионах $[PtCl_3(NO_2)]^{2-}$, $[PtCl(NH_3)_5]^{3+}$, $[Co(NH_3)_5(CNS)]^{2+}$, $[SnF_6]^{2-}$, $[Au(CN)_2Br_2]$, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$. Написать выражение для константы нестойкости иона $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$.

29. Чему равен заряд и координационное число комплексообразователя в соли $K_4[Fe(CN)_6]$? Составить молекулярное и ионное уравнения реакции между этой солью и сульфатом цинка. Образуется труднорастворимое комплексное соединение цинка.

30. Составьте формулы следующих комплексов:

- а) гексанитрокобальтат(III) натрия;
- б) тетрагидроборат калия;
- в) гексафторорутенат(V) натрия;
- г) гексафторостибиат(V) калия;
- д) аквапентахлороферрат(III) кальция;
- е) гидроксотрихлороаурат(III) аммония;
- ж) сульфат дихлоротетраамминкобальта (III);
- и) хлорид нитропентаамминкобальта(III).

Раздел 7. ХИМИЧЕСКАЯ ИДЕНТИФИКАЦИЯ. ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Тема 1. Основные принципы качественного и количественного анализа

Аналитическая химия и ее задачи. Классификация методов качественного анализа. Системы качественного анализа. Систематический и дробный ход анализа. Аналитические классификации катионов. Чувствительность аналитических реакций.

Предмет и задачи количественного анализа. Классификация методов количественного анализа. Сущность гравиметрического и титриметрического методов анализа. Расчеты в количественном анализе.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 15.

Таблица 15

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Предмет аналитической химии	Аналитическая химия. Химический анализ. Метод и методика анализа. Аналитические признаки. Аналитические реакции. Чувствительность аналитической реакции. Маскирование. Осаждение. Соосаждение. Экстракция
Предмет и методы качественного анализа	Качественный анализ. Специфические, селективные, групповые реагенты. Дробный и систематический анализ. Аналитическая классификация катионов по группам
Количественный анализ	Количественный анализ. Гравиметрический и титриметрический анализ. Чувствительность метода. Классификация титриметрических методов. Метод нейтрализации, оксидиметрии, комплексонометрии, осаждения. Титрант. Титрование. Прямое и обратное титрование. Стандартный раствор. Фиксанал. Кривые титрования

Задания для самостоятельного выполнения

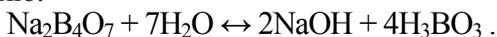
1. Предмет и задачи аналитической химии.
2. Сущность элементного, функционального и молекулярного анализа.
3. Сущность качественного химического анализа.
4. Каким будет цвет пламени газовой горелки при использовании соединений металлов: натрия, калия, кальция, меди?
5. Дайте определения понятиям «аналитическая реакция», «аналитические признаки».
6. Ион меди в водных растворах существует в форме аквакомплексов $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_m]$, при взаимодействии с аммиаком NH_3 обретает растворимый комплекс ярко-сине-голубого цвета. Запишите схему реакции.
7. При добавлении какого иона происходит осаждение иона бария в растворе?
8. Если к раствору какой-либо соли аммония прибавить щелочь, то выделяется газообразное вещество с характерным запахом. Определите, какой газ выделяется, и запишите соответствующую химическую реакцию.
9. Дайте определение следующим понятиям: «соосаждение», «экстракция».
10. Какие реагенты называются специфическими, селективными и групповыми?
11. Сущность дробного и систематического анализа.
12. Назовите наиболее распространенные аналитические классификации катионов по группам.
13. Сущность гравиметрического метода анализа.
14. Какова массовая доля растворенного вещества в растворе, если 3 л сероводорода растворили в 1 л воды?
15. В воде массой 250 г растворили 32 мл метанола (плотность 0,8 г/мл). Чему равна массовая доля метанола в растворе?
16. К раствору серной кислоты объемом 400 мл, плотность которого равна 1,1 г/мл, а массовая доля серной кислоты 0,15, добавили воду массой 60 г. Определите массовую долю H_2SO_4 в полученном растворе.
17. Сколько граммов потребуется добавить к 50 мл 40%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,411 г/мл), чтобы получить 50%-й раствор?

Лабораторная работа № 6
Определение эквивалентной концентрации и титра
соляной кислоты по буре (метод нейтрализации)

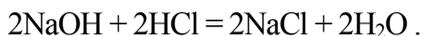
Цель: отработать методику титрования и умения определять эквивалентную концентрацию вещества.

1. Методика приготовления 100 мл буры.

Исходным веществом, наиболее удобным для установления титра соляной кислоты, считают тетраборат натрия (буру) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. Водные растворы его благодаря гидролизу имеют щелочную реакцию:



Образующиеся 2 моль гидроксида натрия оттитровывают соляной кислотой:



В ходе титрования равновесие гидролиза тетрабората натрия смещено вправо, и все новые количества щелочи поступают в раствор до тех пор, пока соль полностью не прореагирует. Из суммарного уравнения $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{HCl} + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaCl} + 4\text{H}_3\text{BO}_3$ видно, что в результате реакции накапливается слабая ортоборная кислота. Следовательно, рН раствора в точке эквивалентности будет меньше 7, и для титрования следует взять метиловый оранжевый (или метиловый красный) индикатор.

$$M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 381,4 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = M/2 = 190,7 \text{ г/моль-экв.}$$

Для приготовления 100 мл 0,1 н. раствора требуется $190,7 \text{ (г/моль-экв)} \cdot 0,1 \text{ н.} \cdot 0,1 \text{ л} = 1,907 \text{ г буры}$. Но взвесить точно вычисленное количество достаточно трудно. Поэтому в маленькой пробирке или на часовом стекле берут навеску свежеперекристаллизованной (не выветрившейся) буры около 2 г, с точностью до 0,0002 г, переносят при помощи воронки в мерную колбу емкостью 100 мл, обмывая воронку, приливают немного горячей воды, так как в холодной бура растворяется плохо. Добившись полного растворения, охлаждают колбу водой под краном и доводят объем раствора дистиллированной водой до метки. Приготовленный раствор тщательно перемешивают, закрыв колбу пробкой.

Титр буры вычисляют, как обычно, делением навески на объем раствора. Предположим, что навеска буры составляла 1,8764 г, тогда

$$T = 1,8764 \text{ г} / 100 \text{ мл} = 0,01876 \text{ г/мл.}$$

Эквивалентную концентрацию раствора вычисляют по формуле

$$C_{\text{экв}} = T \cdot 1000 / M_{\text{экв}} = (0,01876 \cdot 1000) / 190,7 = 0,09837 \text{ моль-экв/л,}$$

тогда $C_{\text{экв}} = 0,09837 \text{ н.}$

Величина титра и эквивалентной концентрации раствора всегда должны иметь четыре значащих цифры.

2. Определение эквивалентной концентрации раствора соляной кислоты по буре

Титрование проводят с метиловым оранжевым путем приливания соляной кислоты из бюретки к раствору буры.

Тщательно вымытую бюретку дважды ополаскивают небольшими порциями раствора HCl для удаления остатков воды. Пользуясь воронкой, наполняют бюретку раствором соляной кислоты так, чтобы мениск его был несколько выше нулевого деления. Заполняют раствором оттянутую трубку, вытесняют из нее пузырьки воздуха, убирают воронку (так как с нее может капать раствор) и, выпуская лишнюю кислоту, устанавливают нижний край мениска на нулевом делении. В таком состоянии бюретка подготовлена к работе.

Чистую пипетку емкостью 10 мл ополаскивают раствором буры и отмеряют 10 мл его в коническую колбу для титрования. Последнюю каплю жидкости из пипетки не выдувают, а только прикасаются ее концом к стенке колбы.

К раствору буры приливают 1 каплю метилового оранжевого и раствор буры должен окраситься в желтый цвет. Для удобства титрования в другой конической колбе готовят раствор «свидетеля»: отмеряют в нее 20 мл дистиллированной воды, прибавляют 1 каплю метилового оранжевого и несколько капель соляной кислоты. Раствор «свидетеля» должен быть слабо-розовым.

На плоскость штатива кладут лист белой бумаги (экран), ставят на него колбу с раствором «свидетеля» и колбу с исходным раствором буры. Титруют желтый раствор буры раствором соляной кисло-

ты до тех пор, пока цвет раствора «свидетеля» и цвет раствора буры не станет одинаковым. Титрование проводят 3-4 раза до получения сходных результатов (т.е. результаты должны отличаться друг от друга не более чем на 0,1 мл). Все результаты титрования записывают в лабораторный журнал.

Допустим, что на 10 мл 0,1н. раствора буры при четырех титрованиях было израсходовано 9,5; 9,7; 9,8 и 9,8 мл соляной кислоты. Первое из этих чисел отбрасывают как сильно отклонившуюся величину. Из остальных трех отсчетов берут среднее:

$$V_{\text{сред}}(\text{HCl}) = 9,7 + 9,8 + 9,8 / 3 = 9,77 \text{ мл};$$
$$V_{\text{сред}}(\text{HCl}) = 0,00977 \text{ л.}$$

По закону эквивалентов для реагирующих растворов вычисляют эквивалентную концентрацию раствора HCl:

$$C_{\text{экв}1} \cdot V_1 = C_{\text{экв}2} \cdot V_2,$$
$$C_{\text{экв}}(\text{HCl}) \cdot 0,00977 = 0,1 \cdot 0,01$$
$$C_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 0,1024 \text{ н.}$$

Рабочий титрованный раствор соляной кислоты используют для последующих определений. Зная $C_{\text{экв}}(\text{HCl})$, можно вычислить титр этого раствора:

$$M_{\text{экв}}(\text{HCl}) = M / 1 = 36,5 \text{ г/моль},$$
$$T(\text{HCl}) = C_{\text{экв}} \cdot M_{\text{экв}} / 1000 = 0,1024 \cdot 36,5 / 1000 = 0,003737 \text{ г/мл.}$$

Контрольные вопросы и задания к лабораторной работе

1. Сущность метода нейтрализации.
2. С какой целью строят и применяют кривые титрования?
3. Какие индикаторы используют в методе нейтрализации и каково их значение?
4. Почему в лабораторной работе вместо раствора щелочи применяют раствор соли $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$?
5. Объясните технику титрования.
6. Каким основным требованиям должна отвечать реакция титрования?
7. Сущность количественного метода анализа.
8. Дайте определение понятию «чувствительность метода».

9. Классификация титриметрических методов.

10. Смешали растворы массой 150 и 50 г с массовой долей уксусной кислоты 20 и 32%. Вычислите массовую долю уксусной кислоты в полученном растворе.

11. Вычислите массы растворов (массовая доля уксусной кислоты в которых 8 и 75%), необходимые для приготовления раствора массой 400 г с массовой долей кислоты 42%.

12. В каком отношении надо смешать 35%-й раствор с 10%-м, чтобы получить 20%-й раствор?

13. Какое количество вещества нитрата натрия содержится в растворе объемом 1 л с массовой долей нитрата натрия 40%, плотность которого 1,32 г/мл.

Лабораторная работа № 7

Определение эквивалентной концентрации и титра перманганата калия по щавелевой кислоте (метод перманганатометрии)

Цель: отработать методику титрования и умение определять эквивалентную концентрацию вещества методом перманганатометрии.

Сущность метода

Перманганатометрией называют метод титриметрического анализа, при котором рабочим раствором служит раствор перманганата калия KMnO_4 . Перманганат калия проявляет окислительные свойства в кислой, щелочной и нейтральной среде.

Особенности метода

1. Перманганатометрия проводится в кислой среде, так как окислительные свойства KMnO_4 в кислой среде гораздо выше, чем в щелочной и нейтральной. Кроме того, только в кислой среде в результате реакции образуются бесцветные ионы Mn^{2+} . При окислении в нейтральной и щелочной среде образуется осадок, сильно затрудняющий фиксирование момента окончания реакции.

2. В перманганометрии не применяются индикаторы, так как в точке эквивалентности одна избыточная капля приливаемого перманганата калия вызывает появление розовой окраски. Таким образом, индикатором является сам раствор KMnO_4 .

Реакция может быть описана следующим уравнением:



Выполнить задание: составить электронный баланс и рассчитать молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя.

Определение эквивалентной концентрации и титра перманганата калия по щавелевой кислоте

В коническую колбу налить 20 мл 2н. раствора H_2SO_4 и 10 мл 0,02 н. раствора щавелевой кислоты, смесь нагреть до 70 – 80 °С и не доводить до кипения, так как при кипении разлагается щавелевая кислота. Раствор перманганата калия налить в бюретку. Горячий раствор титруют из бюретки раствором KMnO_4 , при этом первые 1-2 мл приливают медленно по каплям, добавляя каждую из них после обесцвечивания предыдущей, и сильно перемешивают раствор. По мере накопления в растворе продуктов реакции обесцвечивание перманганата будет происходить быстрее, так как MnSO_4 катализирует реакцию.

Титрование считается законченным, когда появится устойчивая розовая окраска, не исчезающая в течение минуты. Чтобы лучше заметить бледно-розовую окраску, рекомендуем ставить колбу на лист белой бумаги. Если в процессе титрования вместо розовой окраски появилась буро-коричневая, то, очевидно, сделано какое-то упущение (например, прилито недостаточно H_2SO_4), и анализ повторяют. Титрование проводят 3-4 раза до получения сходных результатов (т.е. результаты должны отличаться друг от друга не более чем на 0,1 – 0,2 мл), вычисляют средний объем раствора KMnO_4 и рассчитывают эквивалентную концентрацию раствора перманганата калия, используя закон эквивалентов:

$$\begin{aligned} C_{\text{экв}1} \cdot V_1 &= C_{\text{экв}2} \cdot V_2, \\ C_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{сред}}(\text{KMnO}_4) &= C_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4), \\ C_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) &= C_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) / V_{\text{сред}}(\text{KMnO}_4). \end{aligned}$$

Зная эквивалентную концентрацию раствора перманганата калия, можно вычислить его титр по формуле:

$$M_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = M / 5 = 158 / 5 = 31,6 \text{ (г/моль)},$$

$$T(\text{KMnO}_4) = C_{\text{экв}} \cdot M_{\text{экв}} / 1000 \text{ (г/мл)}.$$

Контрольные вопросы и задания к лабораторной работе

1. Сущность метода перманганатометрии.
2. Существует ли необходимость применять индикаторы в методе перманганатометрии? Ответ обоснуйте.
3. Классификация количественных методов анализа.
4. Сущность титриметрического метода анализа.
5. Что такое титранты и с какой целью их используют в аналитической химии?
6. Что понимают под прямым и обратным титрованием?
7. Какой раствор в аналитической химии называют стандартным?
8. Определите молярную концентрацию раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,2, плотность которого равна 1,22 г/мл.
9. Смешаны 25 мл 3М раствора с 500 мл 0,1М раствора того же вещества. Какова молярная концентрация полученного раствора?
10. До какого объема надо разбавить водой раствор объемом 1,25 л, чтобы уменьшить его концентрацию с 0,8 до 0,25 моль/л?

Тема 2. Физико-химические методы анализа

Классификация физико-химических методов анализа. Сущность оптических, электрохимических и хроматографических методов анализа.

Перечень основных химических понятий по теме приведен в табл. 16.

Перечень химических понятий по теме

Содержание темы	Понятия, законы, правила
Физико-химические (инструментальные) методы анализа (ФХМА)	Классификация ФХМА: электрохимические, оптические и хроматографические
Оптические методы анализа	Классификация: спектрофотометрический, фотометрический и колориметрический методы. Закон Бугера-Ламберта-Бера. Коэффициент пропускания. Оптическая плотность. Градуировочный график. Фотоэлемент. Светофильтр. Кювета

Задания для самостоятельного выполнения

1. Классификация физико-химических методов анализа.
2. Сущность фотометрического метода анализа.
3. Сформулируйте основной закон поглощения Бугера-Ламберта-Бера.
4. Графическое изображение закона Бугера-Бера.
5. Классификация электрохимических методов анализа. Что положено в основу классификации электрохимических методов?
6. Классификация хроматографических методов анализа. Что положено в основу классификации хроматографических методов?
7. Какой инструментарий применяют для физико-химических методов анализа?

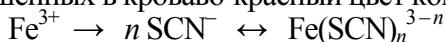
Лабораторная работа № 8***Фотоколориметрическое определение ионов Fe^{3+} методом градуировочной кривой***

Цель: отработать методику определения ионов железа и умение определять оптическую плотность раствора инструментальным методом (прибор – фотометр КФК-3).

Сущность метода

По серии стандартных растворов соли железа строят градуировочную кривую, выражающую зависимость оптической плотности от концентрации. На оси ординат наносят значения оптической плотности (D), на оси абсцисс – концентрации (мг/мл). Обычно находят 5-8 точек.

Ион Fe^{3+} с роданид-ионом в зависимости от концентрации SCN^- дает ряд окрашенных в кроваво-красный цвет комплексов:



Число ионов роданида n может изменяться от 1 до 6. В этой работе берется избыток роданид-ионов в 0,12 моль/л.

Растворы готовят непосредственно перед колориметрированием, так как окраска растворов неустойчива.

Для построения градуировочной кривой следует использовать стандартные растворы, отличающиеся друг от друга по концентрациям не менее чем на 10%. Определив плотность исследуемого раствора соли железа, на оси ординат находят точку, которая соответствует данному значению D , проводят линию, параллельную оси абсцисс, до пересечения ее с градуировочной кривой. Из точки пересечения опускают перпендикуляр на ось абсцисс. Находят C_x .

Ход работы:

Для работы необходимо иметь азотную кислоту (1:1) и 10%-й раствор роданида аммония или калия.

Приготовление стандартного раствора. Навеску 0,864 г (х.ч.) невыветренного додекагидрата сульфата аммония железа (III) $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ переносят в мерную колбу на 1000 мл, подкисляют 5 мл серной кислоты (плотность 1,84 г/мл) и доводят объем раствора в колбе водой до 1 л. Раствор содержит 0,1 мг железа в 1 мл.

Построение градуировочной кривой. В мерные колбы на 50 мл помещают, используя градуированную пипетку на 10 мл, последовательно 0,5; 1,0; 2,0; 3,0; 4,0; 5,0 мл стандартного раствора соли железа, наливают по 1 мл разбавленной (1:1) азотной кислоты и по 5 мл 10%-го раствора роданида. Дистиллированной водой доводят объем до метки, перемешивают и колориметрируют с синим светофильтром, используя кюветы с шириной слоя 10 мм. Оптическую плотность измеряют 3-4 раза и, вычислив среднее ее значение, строят гра-

дуировочную кривую, откладывая на оси абсцисс значение C , а на оси ординат – величину D .

Определение иона Fe^{3+} в растворе. В мерную колбу емкостью 50 мл отбирают 20 мл исследуемой воды или меньший объем, добавляют 1 мл разбавленной (1:1) азотной кислоты и 5 мл 10%-го раствора роданида, перемешивают и измеряют оптическую плотность с синим светофильтром. По градуировочному графику находят содержание железа.

Расчет. Содержание общего железа (C_x) вычисляют по формуле $C_x = C_{град} \cdot 50 / V$, где $C_{град}$ – концентрация железа, определенная по градуировочному графику, мг/л; V – объем пробы, взятой для определения, мл; число 50 – объем мерной колбы, мл.

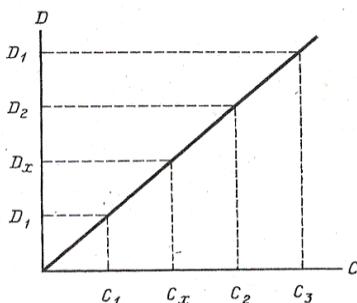


Рис. 3. График зависимости оптической плотности от концентрации раствора

Контрольные вопросы и задания к лабораторной работе

1. Как и для чего готовят стандартный раствор соли железа (III) $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$?
2. Какие реактивы необходимо приготовить заранее для проведения эксперимента?
3. Объясните, как вы работали с прибором фотометром (на примере КФК-3).
4. Каким образом необходимо строить градуировочный график?
5. Для чего необходим градуировочный график?

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Катионы	Анионы											
	ОН ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺		р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р
Ba ²⁺	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	р	р
Ca ²⁺	м	р	р	р	м	н	м	н	н	н	р	р
Mg ²⁺	н	р	р	р	м	н	р	н	н	-	р	р
Al ³⁺	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	м
Mn ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Zn ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Cr ²⁺	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	р
Fe ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	и	н	-	р	р
Fe ³⁺	н	р	р	р	н	-	р	н	-	-	р	р
Co ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Ni ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Sn ²⁺	н	р	р	н	н	-	р	н	-	-	р	р
Pb ²⁺	н	м	м	н	н	н	н	н	н	-	р	р
Cu ²⁺	н	р	р	-	н	н	р	н	-	-	р	р
Ag ⁺	-	н	н	н	н	н	м	н	н	-	р	р
Hg ⁺	.	н	н	н	н	-	м	н	н	-	р	м
Hg ²⁺	-	р	н	н	н	-	р	н	-	-	р	р

Обозначения: [р]–растворимое вещество;
 [н]–нерастворимое; [м]–малорастворимое; [-] не существует
 в растворе вследствие гидролиза или не получено

Приложение 2

Степень диссоциации кислот, оснований и солей в водных растворах при 18°C

Электролит	Формула	Степень диссоциации	
		в 1 н. растворах	в 0,1 н. растворах
Кислоты			
Азотная	HNO ₃	82	92
Соляная	HCl	78	91
Бромоводородная	HBr	-	90
Иодоводородная	HI	-	90
Серная	H ₂ SO ₄	51	58
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	-	31
Фосфорная (орто-)	H ₃ PO ₄	-	26
Фтороводородная	HF	-	15
Уксусная	CH ₃ COOH	0.4	1.3
Угльная	H ₂ CO ₃	-	0.17
Сероводородная	H ₂ S	-	0.07
Борная	H ₃ BO ₃	-	0.01
Синильная	HCN	-	0.007
Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	89
Гидроксид натрия	NaOH	73	84
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	0.4	1,3
Соли			
Типа Me ⁺ An ⁻	KCl, KNO ₃		86
Типа Me ₂ An ²⁻	K ₂ CO ₃ , Na ₂ S		74
Типа Me ²⁺ A	BaCl ₂		73
Типа Me ₃ An ³⁻	K ₃ PO ₄		65
Типа Me ³⁺ An ³⁻	Cr(NO ₃) ₃ , AlCl ₃		60
Типа Me ²⁺ An ²⁺	CuSO ₄ , ZnSO ₄		40

Примечание. Для сильных электролитов приведены значения кажущейся степени диссоциации.

Приложение 3

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Формула	Константа диссоциации, k
Кислоты		
Азотистая	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Борная, 1-я ступень	H_3BO_3	$5,7 \cdot 10^{-10}$
2-я ступень		$4,0 \cdot 10^{-13}$
3-я ступень		$4,0 \cdot 10^{-14}$
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Йодноватая	HIO_3	$1,67 \cdot 10^{-1}$
Мышьяковая, 1-я ступень	H_3AsO_4	$3,62 \cdot 10^{-3}$
Мышьяковистая 1-я ступень	H_3AsO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Ортофосфорная 1-я ступень	H_3PO_4	$7,51 \cdot 10^{-3}$
2-я ступень		$6,23 \cdot 10^{-8}$
3-я ступень		$2,2 \cdot 10^{-13}$
Плавиковая	HF	$7,4 \cdot 10^{-3}$
Сернистая, 1-я ступень	H_2SO_3	$1,3 \cdot 10^{-2}$
2-я ступень		$5 \cdot 10^{-6}$
Синильная	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$
Угльная, 1-я ступень	H_2CO_3	$4,3 \cdot 10^{-7}$
2-я ступень		$5,6 \cdot 10^{-11}$
Хромовая, 1-я ступень	H_2CrO_4	$1,8 \cdot 10^{-1}$
2-я ступень		$3,2 \cdot 10^{-7}$
Муравьиная	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$
Щавелевая, 1-я ступень	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,9 \cdot 10^{-2}$
2-я ступень		$6,4 \cdot 10^{-5}$
Основания		
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бария, 2-я ступень	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид калия, 2-я ступень	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$3,0 \cdot 10^{-2}$
Гидроксид свинца, 1-я ступень	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-2}$
2-я ступень		$3 \cdot 10^{-8}$

Приложение 4

Концентрации катионов водорода, гидроксид-ионов, рН и рОН для разбавленных водных растворов кислот, оснований, солей

Среда	$[H^+]$	рН	$[OH^-]$	рОН
Сильнокислая	10^0	0	10^{-14}	14
	10^{-1}	1	10^{-13}	13
	10^{-2}	2	10^{-12}	12
Кислая	10^{-3}	3	10^{-11}	11
	10^{-4}	4	10^{-10}	10
Слабокислая	10^{-5}	5	10^{-9}	9
	10^{-6}	6	10^{-8}	8
Нейтральная	10^{-7}	7	10^{-7}	7
Слабощелочная	10^{-8}	8	10^{-6}	6
	10^{-9}	9	10^{-5}	5
Щелочная	10^{-10}	10	10^{-4}	4
	10^{-11}	11	10^{-3}	3
Сильнощелочная	10^{-12}	12	10^{-2}	2
	10^{-13}	13	10^{-1}	1
	10^{-14}	14	10^0	0

Приложение 5

Степень гидролиза 0,1 М растворов некоторых солей при 25°C

Формула соли	Степень гидролиза, %	Формула соли	Степень гидролиза, %
$NaHSO_3$	0,0002	CH_3COONH_4	0,5
NaH_2PO_4	0,0004	KCN	1,2
$NaHCO_3$	0,005	$Al_2(SO_4)_3$	3,5
NH_4Cl	0,007	Na_2CO_3	5,0
CH_3COONa	0,007	NH_4HS	7,0
$NaHS$	0,1	$Fe(CH_3COO)_3$	32,0
Na_2CO_3	0,13	Na_3PO_4	34,0
Na_2HCO_3	0,13	$Al(CH_3COO)_3$	40,0
$NaClO$	0,18	Na_2S	99,0
$Na_2B_4O_7$	0,5	$(NH_4)_2S$	99,0

Приложение 6

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	Значение константы нестойкости, K_H	Комплексный ион	Значение константы нестойкости, K_H
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-41}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$4 \cdot 10^{-9}$	$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$	$[\text{NgCl}_4]^{2-}$	$6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-31}$

Приложение 7

Относительная электроотрицательность элементов (по Полингу)

Группа							
1	2	3	4	5	6	7	8
H 2,1							
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,6	Cl 3,0	
K 0,9	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,7	Fe 1,9 Co 1,9 Ni 1,9
Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,6	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2 Rh 2,2 Pd 2,2
Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,6
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Li 1,0–1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2 Ir 2,2 Pt 2,2
Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,9	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac-Md 1,1–1,2					

Приложение 8

Электродные потенциалы в водных растворах при 25°C и при парциальном давлении газов, равном нормальному атмосферному давлению

Электродный процесс	Значение стандартного электродного потенциала (E°), В
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	- 3,045
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	- 2,925
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	- 2,866
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,714
$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,363
$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	- 1,662
$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}$	- 1,628
$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	- 1,180
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	- 0,763
$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	- 0,744
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,40
$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,28
$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,13
$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	- 0,036
$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,34
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	0,79
$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80
$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,85
$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	1,20
$\text{A}_4 + 3e = \text{A}_4$	1,50

Приложение 9

Номенклатура кислот и средних солей

Название кислоты	Формула	Название солей	
		русская номенклатура	международная номенклатура
Азотистая	HNO_2	Азотисто-кислые	Нитриты
Азотная	HNO_3	Азотно-кислые	Нитраты
Борная (орто)	H_3BO_3	Борно-кислые	Бораты
Бромисто-водородная	HBr	Бромистые	Бромиды
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовокислые	Дихроматы
Иодоводородная	HI	Йодистые	Иодиды
Кремневая	H_2SiO_3	Кремнекислые	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Марганцово-кислые	Перманганаты
Серная	H_2SO_4	Серно-кислые	Сульфаты
Сернистая	H_2SO_3	Сернисто-кислые	Сульфиты
Сероводородная	H_2S	Сернистые	Сульфиды
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлористые	Хлориды
Угольная	H_2CO_3	Углекислые	Карбонаты
Уксусная	CH_3COOH	Уксусно-кислые	Ацетаты
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	Фосфорно-кислые (орто)	Фосфаты (орто)
Фосфорная (мета)	HPO_3	Фосфорно-кислые (мета)	Фосфаты (мета)
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фтористые	Фториды
Хлорноватистая	HClO	Хлорноватисто-кислые	Гипохлориты
Хлористая	HClO_2	Хлористо-кислые	Хлориты
Хлорноватая	HClO_3	Хлорновато-кислые	Хлораты
Хлорная	HClO_4	Хлорно-кислые	Перхлораты
Хромовая	H_2CrO_4	Хромово-кислые	Хроматы
Цианисто-водородная (синильная)	HCN	Цианистые	Цианиды
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелево-кислые	Оксалаты

Кислоты — сложные вещества, содержащие катион водорода и анион кислородного остатка.

Соли — сложные вещества, содержащие катион металла или аммония NH_4^+ и анион кислотного остатка.

Приложение 10

Некоторые окислители и продукты их восстановления

Формула, название	Продукты восстановления окислителя
Галогены: F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂	Галогенид-ионы: F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻
Концентрированная серная кислота H ₂ SO ₄	SO ₂ – малоактивные металлы: Cu, Pb ; более активные металлы: Zn, Fe, Al; H ₂ S – активные металлы: Ca, Mg
Концентрированная азотная кислота HNO ₃	NO ₂ – (металлы); NO – (неметаллы)
Разбавленная азотная кислота HNO ₃	NH ₃ , NH ₄ NO ₃ – со щелочно-земельными металлами; NO – с тяжелыми металлами
Перманганат калия KMnO ₄	Mn ²⁺ – кислая среда; MnO ₂ ²⁺ – нейтральная, слабощелочная среда; K ₂ MnO ₄ – сильнощелочная среда
Бихромат калия K ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ³⁺ – кислая среда
Хромат калия K ₂ CrO ₄	[Cr(OH) ₆] ³⁻ – щелочная среда
Оксид свинца(IV)	Оксид свинца (II)
Соли Fe (III)	Соли Fe (II)
Соли Bi (III)	Bi ⁰
Йодат калия KJO ₃	I ₂
Хлорноватистая кислота HClO, гипохлориты (KClO)	Cl ₂ , Cl ⁻
Бертолетова соль (KClO ₃)	Cl ₂ , Cl ⁻
Перекись водорода (H ₂ O ₂)	H ₂ O

**Некоторые восстановители
и продукты их окисления**

Формула, название	Продукт окисления восстановителя
Водород H_2	Ион водорода H^+
Металлы Me^0	Ионы металлов Me^{n+}
Галогенид –ионы F^- , Cl^- , Br^- , I^-	Галогены: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2
Сероводород H_2S , сульфиды	Сера S
Сернистая кислота, сульфиды (H_2SO_3 , K_2SO_3)	Серная кислота, сульфаты (H_2SO_4 , K_2SO_4)
Азотистая кислота, нитриты (HNO_2 , $NaNO_2$)	Азотная кислота, нитраты (HNO_3 , $NaNO_3$)
Соли Fe^{2+}	Соли Fe^{3+}
Соли Sn^{2+}	Соли Sn^{4+}
Соли Mn^{2+}	MnO_2 — нейтральная, слабощелочная среда; $(MnO_4)^{2-}$ — кислая среда;
Соли Cr^{3+}	CrO_4^{2-} — щелочная среда

Приложение 12

Плотность водных растворов хлорида натрия при 20°C

Плотность ρ , г/мл	Концентрация		
	% (масс.)	моль/л	г/л
1,005	1	0,1720	10,05
1,012	2	0,3464	20,24
1,027	4	0,7026	41,06
1,041	6	1,060	62,48
1,056	8	1,445	84,47
1,071	10	1,831	107,0
1,086	12	2,228	130,2
1,100	14	2,636	154,1
1,116	16	3,055	178,5
1,132	18	3,485	203,7
1,148	20	3,927	229,5
1,164	22	4,380	256,0
1,180	24	4,846	283,2
1,197	26	5,325	311,2

СЛОВАРЬ ОСНОВНЫХ ПОНЯТИЙ

АДСОРБЦИЯ – концентрирование какого-либо вещества на поверхности раздела фаз. Например, концентрирование молекул газа (адсорбата) на твердой поверхности (адсорбенте). В качестве адсорбентов используют, как правило, пористые тела с сильно развитой поверхностью (пример активированный уголь). Адсорбция может быть результатом действия только физических сил между частицами вещества, но может сопровождаться и химическим взаимодействием адсорбата с адсорбентом (хемосорбция).

АЛЛОТРОПИЯ – явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам. Эти простые вещества, различные по строению и свойствам, называются аллотропными формами или аллотропными модификациями. Например, графит и алмаз – две аллотропные формы (модификации) углерода, молекулярный кислород и озон – две аллотропные модификации кислорода. При определенных условиях аллотропные модификации могут переходить друг в друга.

АМОРФНОЕ ВЕЩЕСТВО – некристаллическое вещество, т.е. вещество, не имеющее кристаллической решетки. Примеры: бумага, пластмассы, резина, стекло, а также все жидкости.

АМФОТЕРНОСТЬ – способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания – по отношению к кислотам.

АТОМ – мельчайшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Атом построен из субатомных частиц – протонов, нейтронов, электронов.

АТОМНАЯ МАССА (в научной литературе также употребляют термин АТОМНЫЙ ВЕС). Для установления единой шкалы масс атомов выбран условный эталон, с которым

можно было бы сравнивать массы всех остальных атомов. Таким эталоном выбраны атомы углерода определенной массы, называемые углеродом-12 (6 протонов и 6 нейтронов в ядре), которым приписывается атомная масса 12,0000. Например, если с помощью химической реакции или другим способом установлено, что атомы какого-либо элемента имеют массу вдвое больше, чем масса атомов углерода-12, то этому элементу приписывается атомная масса (атомный вес) 24. Ровно 1/12 часть массы атома углерода-12 называется АТОМНОЙ ЕДИНИЦЕЙ МАССЫ (сокращенно а.е.м.) в этих единицах выражают АБСОЛЮТНУЮ АТОМНУЮ МАССУ всех элементов. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА – безразмерная величина (масса какого-либо атома делится на 1/12 часть массы атома углерода), В численном выражении АБСОЛЮТНАЯ, ОТНОСИТЕЛЬНАЯ атомная масса и АТОМНЫЙ ВЕС равны между собой.

ВАЛЕНТНОСТЬ – число электронных пар, с помощью которых атом данного элемента связан с другими атомами.

ВЕЩЕСТВО. В естествознании существует ряд понятий, которым трудно дать строгое определение. Вещество – одно из таких понятий. В общем смысле оно используется для обозначения того, что заполняет пространство и имеет массу. В более узком смысле вещество – это то, из чего состоят окружающие нас предметы. В химии чаще используется понятие конкретного вещества – хлорид натрия, сульфат кальция, сахар, бензин и т.д.

ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ – один из видов межмолекулярных связей. Обусловлена в основном электростатическими силами. Для возникновения водородной связи нужно, чтобы в молекуле был один или несколько атомов водорода, связанных с небольшими, но электроотрицательными атомами, например: О, N, F. Важно, чтобы у этих электроотрицательных атомов были неподеленные электронные пары. Водородные связи характерны для таких веществ, как вода H_2O , аммиак NH_3 , фтороводород HF.

ВОССТАНОВИТЕЛЬ – вещество, способное отдавать электроны другому веществу (окислителю).

ГИБРИДИЗАЦИЯ. Теоретическое представление, с помощью которого удастся связать между собой физическую картину строения атома и определяемую опытным путем геометрию молекул (см. рентгеноструктурный анализ). Например, атом углерода имеет s- и p-орбитали, но в молекуле CH_4 не удалось опытным путем обнаружить отдельных связей, образованных s-электронами, и отдельных связей, образованных p-электронами (все связи в CH_4 одинаковы). Поэтому принято, что одна s- и три p-орбитали «смешиваются» (гибридизуются), образуя 4 новые, совершенно одинаковые орбитали (четыре sp^3 -гибридные орбитали). Эти 4 гибридные орбитали перекрываются с электронными оболочками 4 атомов H. Геометрическую формулу образовавшейся молекулы предсказывают исходя из правила, что гибридные орбитали в молекуле стремятся расположиться на максимальном расстоянии друг от друга. Например, для 4 гибридных орбиталей это тетраэдр. В тех случаях, когда одна или две p-орбитали не участвуют в гибридизации, они остаются в негибридизованном виде и либо не несут электронов, либо участвуют в связывании другого типа (двойные и тройные связи). Это соответственно sp^2 - и sp -гибридизации. Неподделенные электронные пары тоже участвуют в гибридизации. Например, аммиак: NH_3 – sp^3 -гибридизация атома N, молекула имеет форму тетраэдра, одна из вершин которого – неподделенная пара электронов, оставшиеся три – атомы H. В различных гибридизациях вместе с s- и p-орбиталями могут участвовать также и d-орбитали (sp^3d - и sp^3d^2 -гибридизации). Тип гибридизации атома часто определяют с помощью его **ОРБИТАЛЬНОЙ ДИАГРАММЫ**.

ДИФФУЗИЯ – (от латинского diffusio – распространение) – самопроизвольное выравнивание концентрации веществ в смеси, обусловленное тепловым движением молекул. Перенос частиц вещества, приводящий к выравниванию его концентрации в первоначально неоднородной системе. Ис-

кусственное перемешивание смеси действует в том же направлении.

ДЛИНА ВОЛНЫ – расстояние между соседними пиками волн электромагнитного (светового) излучения.

ДОНОРНЫЕ СВОЙСТВА (ИЛИ ЭЛЕКТРОНО-ДОНОРНЫЕ) – способность атомов элемента отдавать свои электроны другим атомам. Количественной мерой донорных свойств атомов, образующих химическую связь, является их электроотрицательность.

ЗАКОН АВОГАДРО. Равные объемы любых газов (при одинаковых температуре и давлении) содержат равное число молекул. Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ. Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

ЗАРЯД ЯДРА – положительный заряд атомного ядра, равный числу протонов в ядре данного элемента. Порядковый номер химического элемента в периодической системе Д.И.Менделеева равняется заряду ядра атома этого элемента.

ИЗОТОПЫ – атомные разновидности одного и того же элемента. Изотопы состоят из атомов с одинаковым зарядом ядра (т. е. с одинаковым числом протонов), но с разными относительными атомными массами (т. е. с разным числом нейтронов в ядре). Очень многие элементы в природе находятся в виде смеси из несколько изотопов.

ИЗОБАРЫ (в ед.ч. изобар; др.-греч. ἴσος (isos) — «одинаковый» + βάρος (baros) — «вес») — нуклиды (вид атомов), имеющие одинаковое массовое число; например, изобарами являются ^{40}Ar , ^{40}K , ^{40}Ca . Хотя массовое число (т. е. число нуклонов) $A = N + Z$ в ядрах-изобарах одинаково, числа протонов Z и нейтронов N различаются.

ИНДИКАТОРЫ (кислотно-основные) – вещества сложного строения, имеющие разную окраску в растворах кислот и оснований. Бывают индикаторы и для других веществ (не кислотно-основные). Например, крахмал – инди-

катор на появление в растворе иода (дает синюю окраску).

ИОННАЯ СВЯЗЬ – предельный случай полярной ковалентной связи. Связь между двумя атомами считается ионной, если разница электроотрицательностей этих атомов больше или равняется 2,1.

ИЮПАК (IUPAC) – Международный союз теоретической (чистой) и прикладной химии (International Union of Pure and Applied Chemistry). Организация, созданная в 1919 г. Входит в Международный совет научных союзов. Координирует исследования, требующие международного согласования, контроля и стандартизации, рекомендует и утверждает химическую терминологию.

КВАНТ – определенное количество («порция») энергии, которое способна отдать или поглотить физическая система (например, атом) в одном акте изменения состояния. Квант света – порция световой энергии – называется фотоном.

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА – описывают состояние конкретного электрона в электронном облаке атома:

- **ГЛАВНОЕ** (n) показывает, на каком электронном уровне, начиная от ближайшего к ядру (1, 2, 3, ...), находится данный электрон;

- **ВСПОМОГАТЕЛЬНОЕ** или **ОРБИТАЛЬНОЕ** (l), показывает вид подуровня (s-подуровень, p-подуровень, d-подуровень, f-подуровень);

- **МАГНИТНОЕ** (m) указывает конкретную орбиталь (s-орбиталь, p_x -орбиталь, p_y -орбиталь и т.д.);

- **СПИНОВОЕ** (s) показывает, какое из двух возможных (разрешенных) состояний занимает электрон на данной орбитали.

КЛАПЕЙРОНА-МЕНДЕЛЕЕВА УРАВНЕНИЕ: $PV = nRT$

В этом уравнении: n – число молей газа; P – давление газа (атм); V – объем газа (в литрах); T – температура газа (в кельвинах); R – газовая постоянная (0,0821 л•атм/моль•К). Если вычисления проводят в системе СИ, то объем измеряется в метрах кубических (m^3), а давление в паскалях (Па). В последнем случае газовая постоянная $R = 8,314$ Дж/К моль.

КОНЦЕНТРАЦИЯ – относительное количество какого-либо вещества в растворе. Например, ПРОЦЕНТНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ то же, что и МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА – отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ – отношение числа молей растворенного вещества к общему объему раствора (единица – моль/л).

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ОРБИТАЛЬ – электронное облако, образующееся при слиянии внешних электронных оболочек атомов (атомных орбиталей) при образовании между ними химической связи. Молекулярные орбитали образуются при слиянии двух или нескольких атомных орбиталей. Число молекулярных орбиталей всегда равно числу взаимодействующих атомных орбиталей. Все валентные электроны связывающихся атомов располагаются на вновь образованных молекулярных орбиталях.

МОЛЯРНОСТЬ (раствора) – концентрация раствора, выраженная в молях растворенного вещества на 1 л раствора. Обозначается буквой М. Например, 1М NaOH – это раствор NaOH с концентрацией 1 моль/л.

ОКИСЛИТЕЛЬ – вещество, способное отнимать электроны у другого вещества (восстановителя).

ОРБИТАЛЬ – пространство около ядра, в котором можно обнаружить электрон. За пределами этого пространства вероятность встретить электрон достаточно мала (менее 5%).

ПОДОБОЛОЧКА (то же, что ПОДУРОВЕНЬ) – часть электронной оболочки, состоящая из орбиталей одного вида. Например, пять d-орбиталей составляют d-подоболочку (d-подуровень), три p-орбитали – p-подоболочку (p-подуровень) и т.д.

ПРАВИЛО ХУНДА. При заселении орбиталей с одинаковой энергией (например, пяти d-орбиталей) электроны в первую очередь расселяются поодиночке на вакантных («пустых») орбиталях, после чего начинается заселение орбиталей

вторыми электронами.

ПРИНЦИП ПАУЛИ (ЗАПРЕТ ПАУЛИ). Никакие два электрона в одном атоме не могут характеризоваться одинаковым набором всех четырех квантовых чисел n , l , m и s .

ПРОСКОК ЭЛЕКТРОНА – отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек ($1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $4s$, $3d$ и так далее), связанные с тем, что эти «нарушения правил» обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек «по правилам».

РАСТВОРИМОСТЬ – способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

РАСТВОР НАСЫЩЕННЫЙ – раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется. Насыщенный раствор находится в динамическом равновесии с нерастворившимся веществом.

РАСТВОРЫ. Простое определение: однородные молекулярные смеси из двух или более веществ. Более полное определение: растворами называют физико-химические однородные смеси переменного состава, состоящие из двух или нескольких веществ и продуктов их взаимодействия.

РЕНТГЕНОСТРУКТУРНЫЙ АНАЛИЗ – экспериментальный метод определения строения кристаллов и геометрии молекул. Рентгеновское излучение несет еще более высокую энергию, чем УЛЬТРАФИОЛЕТОВОЕ, поэтому может проникать вглубь «непрозрачных» твердых тел. Если рентгеновским излучением облучить МОНОКРИСТАЛЛ какого-либо вещества, то внутри его рентгеновские лучи рассеиваются и отражаются от атомов, расположенных в строгом порядке, давая то же упорядоченное изображение на фотопленке. Полученное фотоизображение можно расшифровать таким образом, что получают координаты x , y , z для каждого атома кристалла в трехмерном пространстве. Соединяя найденные точки линиями, получают точные геометрические изображе-

ния молекул вещества.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ – количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы. Имеет размерность моль/л•с⁻¹.

СТАНДАРТНАЯ ЭНТАЛЬПИЯ ОБРАЗОВАНИЯ ВЕЩЕСТВА – тепловой эффект реакции образования данного вещества из элементов при определенных условиях.

СТАНДАРТНЫЕ УСЛОВИЯ, СТАНДАРТНЫЕ СОСТОЯНИЯ (не путать с **НОРМАЛЬНЫМИ УСЛОВИЯМИ!**) – состояние вещества при 25°C (298 К) и 1 атм (1,01•10⁵ Па), а для простых веществ, кроме того, состояние в наиболее устойчивой при этих условиях **АЛЛОТРОПНОЙ МОДИФИКАЦИИ**. Например, для углерода стандартным состоянием является графит, но не алмаз. От простых веществ в их стандартном состоянии отсчитывают **СТАНДАРТНЫЕ ИЗМЕНЕНИЯ ЭНТАЛЬПИИ** (ΔH°_{298}) при образовании сложного вещества.

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ:

- **СОЕДИНЕНИЯ**, когда два (или более) вещества-реагента соединяются в одно, более сложное вещество;
- **РАЗЛОЖЕНИЯ**, когда одно сложное исходное вещество разлагается на два или несколько более простых;
- **ОБМЕНА**, когда реагенты обмениваются между собой атомами или целыми составными частями своих молекул.
- **ЗАМЕЩЕНИЯ**, реакции обмена, в которых участвует какое-либо простое вещество, замещающее один из элементов в сложном веществе;
- **НЕЙТРАЛИЗАЦИИ**, (важная разновидность реакций обмена): реакции обмена между кислотой и основанием, в результате которых образуется соль и вода;
- **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ** – реакции всех перечисленных выше типов, в которых происходит изменение степени окисления каких-либо атомов в реагирующих молекулах.

ТИТРОВАНИЕ – способ определения МОЛЯРНОСТИ раствора вещества А с помощью раствора вещества Б, которое реагирует с веществом А. К точно отмеренному объему исследуемого раствора А по каплям добавляют раствор Б известной концентрации. Окончание реакции определяют с помощью ИНДИКАТОРА. По объему израсходованного раствора Б судят о числе молей вещества А в отобранной пробе и во всем растворе А.

УЛЬТРАФИОЛЕТОВОЕ ИЗЛУЧЕНИЕ – электромагнитное излучение (свет), длина волны которого короче длины волны видимого фиолетового цвета.

ЭЛЕКТРОН – устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) отрицательным электрическим зарядом и массой $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг. Электроны являются составной частью атомов всех элементов. Обладают свойствами как частиц, так и волн.

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ – относительная способность атомных ядер притягивать к себе электроны, образующие химическую связь. Характеризует способность атома к поляризации ковалентных связей.

ЭНЕРГИЯ АКТИВАЦИИ (E_a) – дополнительная энергия которая необходима, чтобы столкновение привело к химической реакции. Энергию активации иногда называют энергетическим барьером. Каждая химическая реакция имеет свою энергию активации. На величину E_a не влияет температура, но может повлиять присутствие КАТАЛИЗАТОРА.

ЭНТАЛЬПИЯ – «теплосодержание» реагирующих веществ. Обозначается как ΔH . При постоянном давлении (если реакция идет не в замкнутом сосуде) изменение энтальпии в процессе химической реакции равно её ТЕПЛОВОМУ ЭФФЕКТУ.

Библиографический список

Основной

1. *Глинка, Н.Л.* Общая химия [Текст] : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка ; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - Москва : Юрайт, 2012. - 898 с. - (Бакалавр). - Библиогр.: с. 886.

2. *Ершов, Ю.А.* Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов/ Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлинд, А.З. Книжник. – М.: Высш. шк, 2007. – 560 с.

Дополнительный

1. *Химия:* учеб. пособие для студ. нехимич. спец. вузов / В.В. Денисов, Т.И. Дровозова, И.Н. Лозановская и др. – Ростов н/Д: МарТ, 2003. – 460 с.

2. *Сумм Б.Д.* Основы коллоидной химии: учеб. пособие для вузов. – 2-е изд., стереотип. – М.: Академия, 2007. – 240 с.

3. *Цитович И.К.* Курс аналитической химии. – М.: Высш. шк., 1994. – 495 с.

4. *Артеменко А.И.* Органическая химия: учеб. для строит. спец. вузов. – 5-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2000. – 559 с.

Интернет-ресурсы

www.xumuk.ru, www.chem.msu.ru, www.himhelp.ru.

Основная и дополнительная литература, рекомендованная рабочей программой, имеется в библиотеке НГАУ.

Содержание

	Стр.
Введение	4
Краткие указания к проведению лабораторных работ	5
Раздел 1. Предмет и задачи химии. Основные понятия и законы	7
Тема 1. Атомно-молекулярное учение. Основные классы неорганических соединений	7
Раздел 2. Химическая термодинамика. Кинетика	12
Тема 1. Энергетика химических процессов	12
Тема 2. Скорость реакции и методы ее регулирования. Катализ. Химическое равновесие	15
<i>Лабораторная работа № 1.</i> Влияние различных факторов на скорость химической реакции	18
Раздел 3. Основы общей химии	23
Тема 1. Растворы	23
<i>Лабораторная работа № 2.</i> Приготовление раствора NaCl заданной концентрации	26
Тема 2. Реакции ионного обмена. Водородный показатель. Гидролиз солей	29
<i>Лабораторная работа № 3.</i> Гидролиз солей. Реакции в растворах электролитов	34
Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции	38
<i>Лабораторная работа № 4.</i> Окислительно-восстановительные реакции	40
Раздел 4. Химические системы	43
Тема 1. Периодическая система химических элементов и строение атомов	43
Тема 2. Химическая связь и строение молекул	44
Раздел 5. Свойства металлов и неметаллов	46
Тема 1. Свойства металлов	46
Тема 2. Свойства неметаллов	48
Раздел 6. Комплексные соединения	50
Тема 1. Строение и свойства комплексных соединений	50
<i>Лабораторная работа № 5.</i> Комплексные соединения	52

Раздел 7. Химическая идентификация. Основы аналитической химии	59
Тема 1. Основные принципы качественного и количественного анализа	59
<i>Лабораторная работа № 6.</i> Определение эквивалентной концентрации и титра соляной кислоты по буре (метод нейтрализации)	61
<i>Лабораторная работа № 7.</i> Определение эквивалентной концентрации и титра перманганата калия по щавелевой кислоте (метод перманганатометрии)	64
Тема 2. Физико-химические методы анализа	66
<i>Лабораторная работа № 8.</i> Фотоколориметрическое определение ионов Fe^{3+} методом градуировочной кривой	67
Приложения	70
Словарь основных понятий	80
Библиографический список	89

Медяков Евгений Геннадьевич
Кусакина Наталья Алексеевна

ХИМИЯ

Методические указания по выполнению
лабораторно-практических и самостоятельных работ

Печатается в авторской редакции

Отпечатано на Агрономическом факультете
Новосибирского государственного аграрного университета
630039, Новосибирск, ул. Добролюбова, 160, каб. 333.
Тел. /факс (383)267-36-10