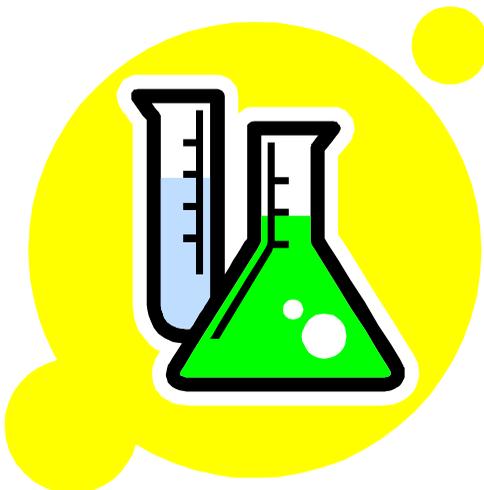


Новосибирский государственный аграрный
университет

Агрономический факультет

ХИМИЯ

ПРАКТИКУМ
для студентов
инженерных направлений



Новосибирск 2017

УДК 546(075)
ББК 24.1

Составители: д-р биол. наук, проф. *Т.И. Бокова*, доц. *И.В. Васильцова*, канд. биол. наук, доц. *Н.А. Кусакина*

Рецензенты: д-р хим. наук *В.П. Зайцев* (НГАВТ);
канд. хим. наук *Н.В. Кандалинцева* (НГПУ)

Ответственный редактор *Т.И. Бокова*
Второе издание

Химия: практикум для студентов инженерных направлений/ Новосибир. гос. аграр. ун-т.; Сост.: Т.И. Бокова, И.В. Васильцова, Н.А. Кусакина. — Новосибирск, 2017. — 108 с.

Практикум содержит задания для индивидуальной самостоятельной работы студентов и выполнения лабораторных работ по всем темам курса общей химии.

Предназначен для студентов 1-го курса Инженерного института, обучающихся по инженерным направлениям: 44.03.04 – профессиональное обучение (по отраслям); 35.03.06 – агроинженерия, 23.03.03 – эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов, 23.03.01 – технология транспортных процессов. Квалификация – бакалавр.

Утвержден и рекомендован к изданию учебно-методическим советом Инженерного института (протокол № 10 от 30 мая 2017 г.).

© Новосибирский государственный аграрный университет, 2017

ПРЕДИСЛОВИЕ

Практикум содержит основные разделы предмета «Общая химия», изучаемые студентами инженерных направлений Новосибирского государственного аграрного университета в соответствии с современными стандартами очной формы обучения.

Структура издания строго соответствует плану лабораторно-практических занятий при изучении химии студентами Инженерного института. Особое внимание уделено вопросам электрохимии.

Для лучшего восприятия материал разбит на блоки, которым соответствуют следующие обозначения:  — лабораторная работа;  — задачи для самостоятельной работы; **?** — вопросы для самостоятельной работы;  — решение типовых задач,  — основная литература;  — дополнительная литература.

Эти символы помогут быстро найти интересующий пункт.

Сведения об авторах: зав. кафедрой химии, д-р биол. наук, проф. Т.И. Бокова – разделы 2, 4; доц. И.В. Васильцова – разделы 1, 5; канд. биол. наук., доц. Н.А. Кусакина – разделы 3, 5.

Отзывы и пожелания для совершенствования данного издания направлять по адресу: b0k0va@mail.ru.

Авторы благодарят рецензентов: д-ра хим. наук В.П. Зайцева (НГАВТ), канд. хим. наук Н.В. Кандалинцеву (НГПУ) за высказанные замечания и предложения по совершенствованию данной работы.

ВВЕДЕНИЕ

Химия является не только общетехнической, но и общеобразовательной наукой. Поэтому инженер любой специальности или направления должен обладать достаточными знаниями в этой области.

Цель курса химии – заложить основу для профессиональной подготовки инженера, дать необходимый объем общих знаний по фундаментальным законам химической науки и специальных знаний по классификации, физико-химическим и техническим свойствам неорганических и органических веществ.

Изучаемые вопросы дисциплины направлены на формирование у студентов научного мировоззрения и базируются на знаниях, полученных при изучении школьных курсов естественно-научных дисциплин. Химия является одной из основных для успешного изучения следующих дисциплин: технологические процессы технического обслуживания, ремонта и диагностики автомобилей; эксплуатационные материалы; основы гидравлики и гидропривода; топливо и смазочные материалы; безопасность жизнедеятельности; технология конструкционных материалов; топливо, смазочные материалы и специальные жидкости.

Химия является одновременно наукой и производством. Главная задача этой науки – получение веществ с необходимыми свойствами. При изготовлении и ремонте автомобилей применяются различные виды синтетических, полимерных, композиционных материалов и пластических масс на их основе. Вопросы эффективного и рационального использования топлива и смазочных материалов постоянно важны, поэтому возникла специальная наука – химмотология, которая занимается установлением закономерностей, определяющих зависимость между качеством горючесмазочных материалов и качеством работы механизмов и машин.

Содержание курса и объем требований, предъявляемых при сдаче экзамена, определяет программа по химии, разработанная с учетом особенностей профессиональной

деятельности в соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта.

Изучение курса химии складывается из лекций, лабораторно-практических занятий и самостоятельной работы студентов, успех которой определяется умением внимательно слушать и конспектировать лекции и объяснения преподавателя, а также пользоваться справочниками и научной литературой.

На лабораторных занятиях студенты углубляют теоретические знания и овладевают навыками и техникой химического эксперимента. Без умения экспериментировать даже при совершенном овладении теорией не может быть полноценного специалиста сельского хозяйства. Это умение не является природным даром, а вырабатывается практикой.

Для успешного выполнения опытов на практических занятиях необходимо:

- 1) предварительно изучить теоретический материал данной темы по учебнику;
- 2) ознакомиться с описанием предстоящей работы и ответить на вопросы для самостоятельной работы;
- 3) не начинать опыта, пока не станет ясной цель работы, последовательность ее выполнения и не будет проверено оборудование;
- 4) описание всех проведенных опытов, наблюдений и выводы следует сразу заносить в лабораторную тетрадь.

Практикум содержит задания по основным темам курса химии.

Перед решением задач следует:

- 1) ознакомиться с требованиями программы по данной теме;
- 2) отметить особенно сложный материал и изучить его по записанным лекциям или рекомендуемым учебникам;
- 3) ознакомиться с методическими указаниями по решению задач для каждого раздела;
- 4) после проработки материала лекций, учебника попытаться ответить на вопросы для самостоятельной работы.

С неясными вопросами и сложными для решения задачами следует разобратся на лабораторно-практических и семинарских занятиях по химии.

Лабораторные занятия. Для глубокого изучения химии как науки, основанной на эксперименте, необходимо выполнить лабораторные работы.

Консультации. Если у студента возникают затруднения при изучении курса, следует обращаться за консультацией к преподавателю. Консультации можно получить по организации самостоятельной работы и по другим организационно-методическим вопросам.

Зачет по лабораторной работе. Выполнив лабораторный практикум, студенты сдают каждую работу. Во время сдачи зачета необходимо уметь изложить ход работы, объяснить результаты выполненных опытов и выводы из них, уметь составлять уравнения реакций.

Зачет. К сдаче зачета допускаются студенты, которые выполнили контрольные работы, набрали необходимое количество баллов за семестр и сдали зачет по лабораторному практикуму.

Тематический план дисциплины

Наименование разделов и тем	Количество часов			
	лекции	лаб.- практ. занятия	са- мост. работа	всего по теме
1	2	3	4	5
ВВЕДЕНИЕ. <i>Основные законы химии. Предмет и задачи химии. Роль дисциплины в развитии техники</i>	1	-	2	3
РАЗДЕЛ 1. Химические системы				
Тема 1.1. <i>Растворы. Основные характеристики</i>	1	2	2	5
Тема 1.2. <i>Теория электролитической диссоциации</i>	1	2	2	5
Тема 1.3. <i>Водородный показатель. Гидролиз солей</i>	1	2	2	5
Тема 1.4. <i>Дисперсные системы</i>	1	2	2	5
РАЗДЕЛ 2. Основные закономерности химических превращений				
Тема 2.1. <i>Основные термодинамические представления, энергетика химических реакций</i>	1	2	2	5
Тема 2.2. <i>Скорость реакции и методы ее регулирования</i>	1	4	2	7
Тема 2.3. <i>Катализ и катализаторы</i>	0,5		2	2,5
Тема 2.4. <i>Химическое и фазовое равновесие</i>	1	2	2	5
1	2	3	4	5

РАЗДЕЛ 3. Строение вещества				
Тема 3.1. <i>Модель строения атома</i>	0,5	-	1	1,5
Тема 3.2. <i>Периодическая система элементов и периодические свойства элементов</i>	1	2	2	5
Тема 3.3. <i>Химическая связь</i>	0,5	-	1	1,5
Тема 3.4. <i>Реакционная способность веществ</i>	0,5	-	1	1,5
РАЗДЕЛ 4. Электрохимия				
Тема 4.1. <i>Окислительно-восстановительные реакции</i>	1	4	2	7
Тема 4.2. <i>Электрохимические процессы, потенциалы</i>	1	-	2	3
Тема 4.3. <i>Химические источники тока</i>	1	2	2	5
Тема 4.4. <i>Электролиз</i>	1	2	2	5
Тема 4.5. <i>Коррозия и методы борьбы с ней</i>	1	4	2	7
РАЗДЕЛ 5. Теоретические основы органической химии				
Тема 5.1. <i>Номенклатура органических соединений и основные реакции</i>	0,5	2	1	3,5
Тема 5.2. <i>Химия полимерных материалов</i>	0,5	-	1	1,5
РАЗДЕЛ 6. Химическая идентификация				
Тема 6.1. <i>Качественный анализ</i>	0,5	-	1	1,5
Тема 6.2. <i>Количественный анализ</i>	0,5	-	1	1,5
Контрольная работа			12	
Зачет			9	
Итого	18	32	58	108

Раздел 1. ХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Тема 1. Общая характеристика химических элементов и их соединений

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Оксиды: характеристика, получение, свойства.
2. Кислоты: номенклатура, получение, свойства.
3. Основания: характеристика, получение, свойства.
4. Соли: номенклатура, получение, свойства.

Различают простые и сложные вещества. Простые вещества образованы атомами одного и того же элемента. Их условно разделяют на металлы и неметаллы. К неметаллам относят: благородные газы, галогены и H, B, C, N, O, Si, P, S. Остальные элементы относят к металлам.

Сложные вещества состоят из атомов различных элементов. В зависимости от состава и свойств сложные вещества подразделяют на классы: 1) оксиды; 2) гидроксиды; 3) соли.

Оксидами называют сложные вещества, состоящие из кислорода и какого-либо химического элемента – $\text{Э}_n\text{O}_m$.

Оксиды различают солеобразующие и несолеобразующие. К последним принадлежат CO , N_2O , NO , SiO_2 . Они не образуют солей, не реагируют с водой, другими оксидами. Солеобразующие оксиды подразделяют на:

основные – оксиды металлов с низкой степенью окисления +1, +2 (Na_2O , CaO , CuO);

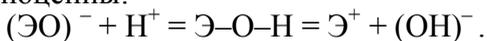
кислотные – оксиды металлов, имеющие степень окисления +5, +6, +7, и неметаллов (SO_3 , Cl_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7);

амфотерные – оксиды металлов, проявляющие основные и кислотные свойства, например: BeO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , PbO_2 , ZnO , SnO .

Гидратные формы оксидов называют **гидроксидами**. В зависимости от химических свойств их делят на основные (основания), кислотные (кислоты) и амфотерные. Все гидроксиды содержат в своем составе группы Э-O-H . В основаниях связь Э-O слабее, чем O-H : $\text{Э-O-H} = \text{Э}^+ +$

$(\text{OH})^-$. В кислотах связь Э–О прочнее, чем О–Н: $\text{Э–O–H} = (\text{ЭO})^- + \text{H}^+$.

В амфотерных гидроксидах связи по прочности почти равноценны:



Например:

основные	Гидроксиды	
	кислотные	амфотерные
NaOH	H_2SO_4	$\text{Be}(\text{OH})_2$ и H_2BeO_2
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	HClO_4	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ и H_2ZnO_2
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	H_2CrO_4	$\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_3AlO_3
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	HMnO_4	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ и H_3CrO_3

Соли – химические соединения, представляющие собой продукт полного или частичного замещения атома водорода у кислот на катионы металла (или аммония). Соли делят на:

средние	кислые	основные
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	NaHCO_3	CuOHCl
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	KHS	$(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$
NiCl_2	Na_2HPO_4	NiOHNO_3

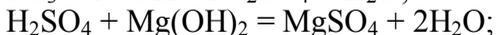
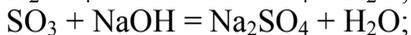
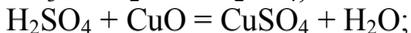
Химические свойства неорганических соединений. С водой реагируют: а) основные оксиды, образованные щелочными и щелочно-земельными металлами; б) кислотные оксиды.

Между собой реагируют соединения с противоположными свойствами.

Например:

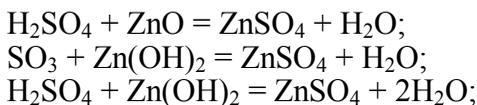
1) кислотные оксиды и кислоты реагируют:

а) с основными оксидами и основаниями:



б) с амфотерными оксидами и гидроксидами:

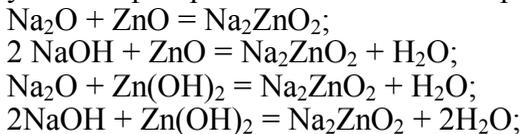




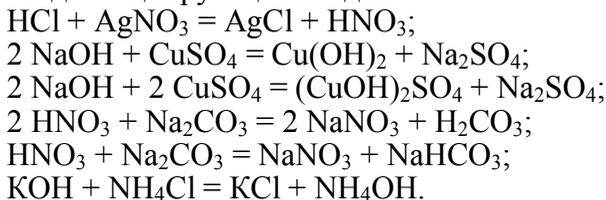
2) основные оксиды и основания взаимодействуют:

а) с кислотными оксидами и кислотами;

б) оксиды щелочных металлов и щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами:

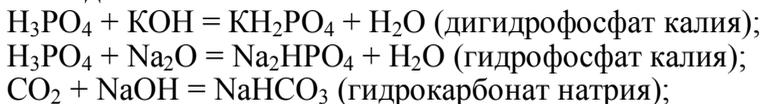


3) кислоты и щелочи реагируют с солями, если в результате образуются труднорастворимые, газообразные или слабодиссоциирующие соединения:

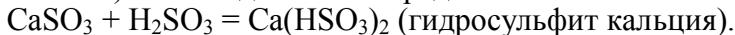


Способы получения кислых солей:

1) взаимодействием кислоты или кислотного оксида с основанием или основным оксидом при недостатке последних:



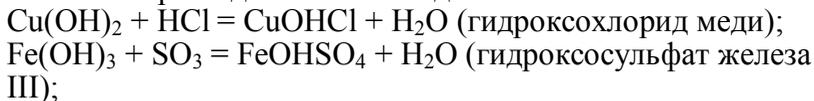
2) взаимодействием средней соли с кислотой:



Кислые соли переводят в средние добавлением основания: $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2 \text{CaSO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Способы получения основных солей:

1) взаимодействием основания с кислотным оксидом или кислотой при недостатке последних:



2) взаимодействием средней соли с недостатком щелочи:



Основные соли переводят в средние добавлением кислоты: $\text{FeOHCl}_2 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

✍ Задачи для самостоятельной работы

При решении задач необходимо изучить прил. 1 и 2.

Напишите уравнения возможных реакций взаимодействия KOH , H_2SO_4 , H_2O , $\text{Be}(\text{OH})_2$ с соединениями, приведенными ниже:

1. K_2O , NO , Na_2CO_3 , H_2SiO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HCl .
2. HBr , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , K_2S , NO_2 , N_2O_3 .
3. H_2SO_3 , BaO , CO_2 , HNO_3 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
4. N_2O_5 , HI , LiOH , SiO_2 , SrO , CaCO_3 .
5. HCl , P_2O_5 , NH_4OH , MgO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Na_2SO_4 .
6. NO , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, SO_3 , HClO_4 , FeO , CuSO_4 .
7. N_2O , CaO , HNO_3 , SO_3 , $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
8. NiSO_4 , KOH , HI , P_2O_3 , SiO_2 , $\text{Co}(\text{OH})_2$.
9. HBr , K_2O , NiCl_2 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, N_2O_5 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
10. H_2S , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, AlCl_3 , MgO , NaHCO_3 , NO_2 .
11. $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$, HCl , BaCl_2 , CaO , SO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$.
12. KHS , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, BaCl_2 , BaO , CO_2 , HCl .
13. H_3PO_4 , CdCl_2 , FeO , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, KHCO_3 , N_2O .
14. SO_3 , H_2CO_3 , MgO , $\text{Cd}(\text{OH})_2$, NiOHCl , NH_4Cl .
15. H_2SO_3 , FeO , SnO , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, KH_2PO_4 , HCl .
16. CH_3COOH , Mn_2O_7 , MnO , BaCl_2 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 .
17. K_2HPO_4 , NH_4Cl , SO_2 , NiSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CdO .
18. NiOHNO_3 , SiO_2 , PbO , $\text{Cd}(\text{OH})_2$, KOH , ZnSO_4 .
19. HNO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, KHCO_3 , CO , BaCl_2 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
20. NO , AgNO_3 , SiO_2 , AlOHCl_2 , NiO , H_2CO_3 .

Тема 2. Концентрации растворов

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Растворы, их место среди других многокомпонентных систем.
2. Физическая и химическая теории растворов.
3. Способы выражения процентной, моляльной и молярной концентрации растворов.

Цель изучения темы — ознакомиться с важнейшими способами выражения концентрации растворов, научиться рассчитывать концентрации и готовить растворы заданной концентрации.

Концентрацией раствора называется количество вещества, содержащееся в единице массы или объема раствора. Концентрации выражаются различными способами. Наиболее часто пользуются следующими:

Процентная концентрация выражается числом граммов растворенного вещества, содержащихся в 100 г раствора. Например, 12%-й раствор поваренной соли — это раствор, в 100 г которого содержится 12 г соли и 88 г H_2O .

Молярная концентрация выражается числом молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Концентрация растворенного вещества в молях на 1000 г растворителя называется **моляльной**.

При решении задач на концентрации растворов иногда необходимо переводить единицы массы раствора в объемные, и наоборот. Для этого надо помнить формулу плотности раствора.

Плотность (ρ) — это масса единицы объема раствора (г/см^3). Практически плотность раствора измеряется ареометром, использование которого основано на законе Архимеда. В расширенной части ареометра находится груз, а в верхней узкой трубке — шкала с делениями 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.

☒ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

Приготовление раствора поваренной соли (NaCl) заданной концентрации

При выполнении расчетной задачи по лабораторной работе необходимо воспользоваться прил. 3.

Ⓢ Решение типовых задач

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

Решение. 1. Найти массу NaCl, которая будет содержаться в 250 мл 8% раствора: $m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho = 250 \text{ мл} \cdot 1,059 \text{ г/мл} = 264,75 \text{ г}$.

8 г NaCl	—	100 г р-ра
X г NaCl	—	264,75 г р-ра

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

2. Сколько ρ граммов 24%-го раствора NaCl требуется для приготовления 250 мл 8%-го раствора?

24 г NaCl	—	100 г р-ра
21,18 г NaCl	—	X г р-ра

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

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

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

Данный объем 74,54 мл р-ра NaCl (24%-го) замерить 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:

$$P = (\rho_T - \rho_n) \frac{1}{\rho_T} \cdot 100,$$

где P — относительная ошибка по удельному весу, %.

Задание: Для полученного раствора определить молярную и моляльную концентрации. При необходимости использовать прил. 3.

Ⓢ *Решение типовых задач*

Ⓢ

Пример 1. Сколько граммов NaOH необходимо для приготовления 3 л 10%-го раствора?

Решение. По таблице плотности растворов найти плотность 10%-го раствора NaOH ($\rho = 1,115$ г/мл). Вычислить массу 3 л раствора:

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

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

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

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

Пример 2. Сколько граммов KOH нужно взять для приготовления 500 мл 0,1 М раствора?

Решение. 1 моль KOH имеет массу 56 г, 0,1 моль составляет 5,6 г.

Следовательно, 1000 мл 0,1 М раствора — 5,6 г KOH;

500 мл 0,1 М раствора — 2,8 г KOH.

Для приготовления 500 мл 0,1 М раствора надо взять 2,8 г KOH, поместить в мерную колбу и довести объем до 500 мл.

Пример 3. В 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислить массовую долю кристаллогидрата и безводного сульфата железа (II) в растворе.

Решение. Масса полученного раствора составляет 300 г. Массовую долю кристаллогидрата находим из пропорции:

$$300 \text{ г раствора} \quad \text{—} \quad 100 \%$$

$$50 \text{ г кристаллогидрата} \quad \text{—} \quad X \%$$

$$X = 50 \cdot 100 / 300 = 16,7 \%$$

Теперь вычислим массу безводной соли в 50 г кристаллогидрата. Молярная масса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ равна 278 г/моль, а молярная масса FeSO_4 составляет 152 г/моль. Содержание FeSO_4 в 50 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ найдем из пропорции:

$$278 : 152 = 50 : X ; X = 50 \cdot 152 / 278 = 27,4 \text{ г.}$$

Отсюда массовая доля безводной соли в 300 г раствора равна:

$$C = 27,4 \cdot 100 / 300 = 9,1 \text{ \%}.$$

Пример 4. Найти моляльность и молярность 15%-го (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Решение. Для вычисления моляльности найдем сначала массу серной кислоты, приходящуюся на 100 г воды:

$$1000 : 85 = X : 50 ; X = 15 \cdot 1000 / 85 = 176,5 \text{ г.}$$

Молярная масса H_2SO_4 равна 98 г/моль; следовательно, $m = 176,5/98 = 1,80$ моль/кг.

Для расчета молярности раствора найдем массу серной кислоты, содержащуюся в 1000 мл (т.е. в $1000 \cdot 1,1 = 1100$ г) раствора:

$$1100 : 100 = X : 15 ; X = 15 \cdot 1100 / 100 = 165 \text{ г.}$$

$$\text{Следовательно, } C_m = 165 / 98 = 1,68 \text{ моль/л.}$$

Задачи для самостоятельной работы

1. Раствор КОН с концентрацией 15% имеет плотность 1,12 г/мл. Сколько граммов щелочи содержится в 200 мл этого раствора?

2. Определить процентную концентрацию раствора, приготовленного из 200 г воды и 50 г соли.

3. Сколько воды нужно для приготовления 20%-го раствора, если имеется 200 г сухой соли?

4. В 0,5 л раствора содержится 0,053 кг KCl , плотность раствора $\rho = 1,063$ г/мл. Определить процентную концентрацию раствора хлорида калия.

5. Сколько сахара и воды надо взять для приготовления 500 г 2,5%-го раствора?

6. Сколько граммов CuSO_4 содержится в 500 мл 4 М раствора?

7. Сколько граммов H_2SO_4 нужно для приготовления 300 мл 1,5 М раствора?

8. Определить массу NaOH , содержащегося в 200 мл 0,2 М раствора.

9. Чему равна молярная концентрация раствора, в 3

л которого содержится 175,5 г хлорида натрия?

10. Вычислить молярность 10%-го раствора азотной кислоты, плотность которого 1,056 г/мл.

11. Сколько граммов гидроксида натрия содержится в 500 мл его 0,25 М раствора?

12. В 300 г раствора содержится 36 г KOH ($\rho=1,1$ г/мл). Вычислить процентную и молярную концентрацию данного раствора.

13. Какое количество медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно добавить к 150 мл воды, чтобы получить 5%-й раствор в расчете на безводную соль?

14. Сколько граммов железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) нужно для приготовления 500 мл 2,5 М раствора в расчете на безводную соль?

15. Сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 1 кг 8%-го раствора, считая на безводную соль?

16. Для борьбы со свекловичным долгоносиком применяют раствор хлорида бария из расчета 500 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ на 10 л воды. Вычислить процентную концентрацию BaCl_2 растворе.

17. Вычислить процентную концентрацию раствора сульфата натрия, приготовленного растворением 240 г глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 760 мл воды.

18. Сколько граммов кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 2 л 0,2 М раствора Na_2CO_3 ?

19. Сколько миллилитров 96%-й серной кислоты ($\rho=1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 300 мл 0,5 М раствора?

20. Вычислить молярность 20%-го раствора хлорида цинка, плотность которого 1,188 г/мл.

Тема 3. Свойства разбавленных растворов

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Коллигативные свойства растворов.
2. Закон Рауля. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы.

3. Осмотическое давление.

Разбавленные растворы неэлектролитов обладают рядом свойств (коллигативные свойства), количественное выражение которых зависит только от числа находящихся в растворе частиц растворенного вещества и от количества растворителя. Некоторые коллигативные свойства растворов используются для определения молекулярной массы растворенного вещества.

Зависимость этих свойств от концентрации раствора выражается рядом закономерностей:

1. Понижение давления пара растворителя над раствором, Δp (I закон Рауля): понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально молярной доле растворенного вещества.

Математическое выражение:

$$P_0 - P = P_0 \cdot \chi,$$

где P_0 – давление насыщенного пара растворителя над чистым растворителем;

P – давление насыщенного пара растворителя над раствором;

χ – молярная доля растворенного вещества:

$$\chi = n_2 / n_1 + n_2,$$

где n_1 – количество растворителя;

n_2 – количество растворенного вещества, моль.

Если обозначить $(P_0 - P)$ через ΔP , получим:

$$P_0 - P / P_0 = \Delta P / P_0.$$

Это отношение называют относительным понижением давления насыщенного пара растворителя над раствором:

$$\Delta P / P_0 = \chi.$$

2. Растворы замерзают при более низкой температуре, чем чистый растворитель, что является следствием понижения давления пара растворителя над раствором. Понижение температуры кристаллизации раствора:

$$\Delta T_{\text{зам.}} = T_0 - T = K_{\text{кр}} C_m(B),$$

где $\Delta T_{\text{зам.}}$ – понижение температуры замерзания раствора, К;

$K_{\text{кр}}$ – криоскопический коэффициент, К · кг · моль⁻¹;

$C_m(B)$ – молярная концентрация вещества B , моль/кг.

Если в массе растворителя m_A находится m_B грамм вещества B , то:
$$V_{p-pa} = \frac{m}{m_A \cdot M_B} \cdot \frac{p-pa}{p}$$
,

где m_B – масса растворенного вещества B , г;
 M_B – молярная масса растворенного вещества B , г/моль;
 m_A – масса растворителя, г.

Тогда уравнение можно записать в виде:

$$\Delta T_{\text{зам}} = \frac{K_{\text{кр}} \cdot m_B \cdot 1000}{m_A \cdot M_B}$$

и использовать его для экспериментального определения и расчета молярной массы неизвестного вещества по понижению температуры замерзания его раствора в известном растворителе:
$$M = \frac{K_{\text{кр}} \cdot m_B \cdot 1000}{\Delta T_{\text{зам}} \cdot m_A}$$

3. Жидкость кипит при той температуре, при которой давление насыщенного пара над ней достигает внешнего давления. С ростом в ней концентрации растворенного нелетучего вещества давление пара растворителя над раствором понижается и раствор кипит при более высокой температуре, чем чистый растворитель. *Повышение температуры кипения* от T_0 для чистого растворителя до T для разбавленных растворов рассчитывают с помощью следующего уравнения:

$$\Delta T_{\text{кип}} = T - T_0 = K_{\text{эб}} C_m(B), \quad (I)$$

где $\Delta T_{\text{кип}}$ – повышение температуры кипения раствора, К;
 $K_{\text{эб}}$ – эбулиоскопический коэффициент, К · кг · моль⁻¹;
 $C_m(B)$ – моляльная концентрация вещества B , моль/кг.

$$\Delta T_{\text{кип}} = \frac{K_{\text{эб}} \cdot m_B \cdot 1000}{m_A \cdot M_B},$$

где m_B – масса растворенного вещества B , г;
 M_B – молярная масса растворенного вещества B , г/моль;
 m_A – масса растворителя, г.

4. Осмотическое давление, P , кПа:

$$P_{\text{осм}} = C_M RT,$$

где C_M – молярная концентрация, моль/л;
 R – газовая постоянная [8,31 Дж/(моль·К)];

T – температура, К.

$$P_{\text{осм}} = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V}.$$

Если растворенное вещество распадается в растворе на ионы, то увеличение числа частиц за счет диссоциации его молекул учитывается через введение изотонического коэффициента i :

$$\Delta T_{\text{зам}} = i K_{\text{кр}} C_m; \Delta T_{\text{кип}} = i K_{\text{эб}} C_m; P = i C_m R T.$$

Изотонический коэффициент связан со степенью диссоциации: $i = 1 + (n - 1) \alpha$,

где n – число ионов, на которые диссоциирует электролит.

Ⓢ *Решение типовых задач*

Пример 1. В 1000 воды растворено 100 г сахарозы. Молярная масса сахарозы $M=342$ г/моль. Определить температуру кипения раствора.

Решение:

$$\Delta T_{\text{кип}} = \frac{K_{\text{эб}} \cdot m_B \cdot 1000}{m_A \cdot M_B} = \frac{0,513 \cdot 100 \cdot 1000}{1000 \cdot 342} = 0,146 \text{ К}.$$

Отсюда температура кипения раствора равна:

$$T = 373 + 0,146 = 373,146 \text{ К}$$

$$\text{или } T = 100^\circ\text{C} + 0,146 = 100,146^\circ\text{C}.$$

Ответ: $T=373,146 \text{ К}$.

Пример 2. Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при $36,86^\circ\text{C}$, тогда как чистый эфир кипит при $35,6^\circ\text{C}$. Определить молекулярную массу растворенного вещества.

Решение. Из условия задачи находим:

$$\Delta T_{\text{кип}} = 36,86^\circ\text{C} - 35,6^\circ\text{C} = 1,26^\circ\text{C}.$$

Из уравнения $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} \cdot C_m$ определяем моляльность раствора: $1,26 = 2,02 C_m$.

$$C_m = 1,26 / 2,02 = 0,624 \text{ моля на } 1000 \text{ г эфира}.$$

Из условия задачи следует, что в 1000 г растворителя находится 80 г растворенного вещества. Поскольку эта масса соответствует 0,624 моль, то молярную массу веще-

ства найдем из соотношения

$$80 \text{ г} - 0,624 \text{ моль}$$

$$X \text{ г} - 1 \text{ моль}$$

$$M = 80 / 0,624 = 128,2 \text{ г/моль.}$$

Ответ: Молекулярная масса растворенного вещества равна 128,2 г/моль.

Пример 3. Раствор, содержащий 0,85 г хлорида цинка в 125 г воды, кристаллизуется при $t = -0,23 \text{ }^\circ\text{C}$. Определить кажущуюся степень диссоциации ZnCl_2 .

Решение. Находим моляльную концентрацию C_m соли в растворе. Молярная масса ZnCl_2 равна 136 г/моль, $C_m = 0,85 \cdot 1000 / (136 \cdot 125) = 0,050$ моль/кг.

Из уравнения $\Delta T_{\text{зам}} = i K_{\text{кр}} \cdot C_m$ находим изотонический коэффициент:

$$i = \Delta T_{\text{зам}} / K_{\text{кр}} \cdot C_m = 0,23 / 1,86 \cdot 0,05 = 2,47.$$

Из уравнения $i = 1 + (n - 1) \alpha$ находим степень диссоциации: $\alpha = (i - 1) / (n - 1)$.

Так как при диссоциации 1 моль ZnCl_2 образуется 3 моль-иона: $\text{ZnCl}_2 \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$, то $n = 3$.

$$\text{Тогда } \alpha = (2,47 - 1) / (3 - 1) = 0,735.$$

Ответ: степень диссоциации соли равна 0,735, или 73,5%.

Задачи для самостоятельной работы

* - при решении задач этого раздела использовать данные прил. 4.

1. Вычислить моляльную концентрацию водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, зная температуру кристаллизации раствора ($-0,93^\circ\text{C}$).

2. Вычислить температуру кипения 5%-го раствора нафталина C_{10}H_8 в бензоле. Температура кипения бензола $80,2^\circ\text{C}$.

3. Водный раствор, содержащий 5,18 г растворенного вещества в 155,18 г раствора, замерзает при температуре $-1,39^\circ\text{C}$. Вычислить молекулярную массу растворенного вещества.

4. При какой температуре будет кристаллизоваться 40%-й водный раствор этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?

5. В каком отношении должны находиться массы воды и этилового спирта, чтобы при их смешении получить раствор, кристаллизующийся при -20°C ?

6. В радиатор автомобиля налили 9 л воды и прибавили 2 л метилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл). При какой наименьшей температуре можно после этого оставлять автомобиль на открытом воздухе, не опасаясь, что вода в радиаторе замерзнет?

7. Водно-спиртовой раствор, содержащий 15% спирта, кристаллизуется при $-10,26^{\circ}\text{C}$. Найти молекулярную массу спирта.

8. Температура кипения водного раствора сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ равна $101,4^{\circ}\text{C}$. Вычислить моляльную концентрацию и массовую долю сахарозы в растворе. При какой температуре замерзает этот раствор?

9. При какой температуре будет кристаллизоваться 14,6%-й водный раствор сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$?

10. Определить температуру кипения водного раствора глицерина с концентрацией 6,45%.

11. Водный раствор метанола имеет концентрацию растворенного вещества 4,85%. При какой температуре будет кристаллизоваться данный раствор?

12. Водный раствор этилового спирта кристаллизуется при температуре -27°C . Какова процентная концентрация (по массе) этого раствора?

13. Смешаны вода и этиловый спирт в массовом соотношении 2:1. При какой температуре будет кристаллизоваться этот раствор?

14. Какой объем метилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл) нужно добавить к 9 л воды, чтобы полученный раствор не замерзал до -8°C ?

15. Вычислить температуру замерзания раствора нитрата серебра, содержащего 1 г соли и 50 г воды, если кажущаяся степень диссоциации равна 59%.

16. При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения повысилась на $2,65^{\circ}\text{C}$. Какая степень диссоциации NaOH соответствует этим данным?

17. Чему равно при 17°C осмотическое давление раствора, содержащего CaCl_2 массой 11,2 г в растворе объ-

емом 200 мл, если изотонический коэффициент раствора равен 2,5?

18. Раствор, содержащий 0,834 г сульфата натрия в 1000 г воды, замерзает при $-0,028^{\circ}\text{C}$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации сульфата натрия в растворе.

19. Осмотическое давление раствора, объем которого 3 л, при 10°C равно $1,2 \cdot 10^5$ Па. Какова молярная концентрация этого раствора?

20. Раствор, содержащий 4,2 г КОН в 500 г воды, замерзает при $-0,519^{\circ}\text{C}$. Найти изотонический коэффициент для этого раствора.

Тема 4. Электролитическая диссоциация. Ионно-молекулярные уравнения. Гидролиз

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Какие вещества называются электролитами, неэлектролитами? Приведите примеры.

2. Основы теории электролитической диссоциации.

3. Константа диссоциации, степень диссоциации.

4. Сильные и слабые электролиты. Применение законов химического равновесия к диссоциации слабых электролитов.

5. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.

6. Ионные уравнения.

7. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Смещение ионного равновесия воды.

8. Гидролиз солей. Степень гидролиза, константа гидролиза.

Электролитами называют вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

К электролитам относятся неорганические кислоты, а также основания, амфотерные гидроксиды и соли. Они распадаются в водных растворах и расплавах на катионы ($\text{K}^{\text{n}+}$) и анионы ($\text{A}^{\text{m}-}$).

Процесс распада молекул электролитов на ионы в среде растворителя получил название **электролитической диссоциации (или ионизации)**.

Для количественной характеристики силы электролита используют понятие степени электролитической диссоциации (ионизации) – α , которая равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу молекул электролита, введенных в раствор (N):

$$\alpha = n / N.$$

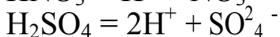
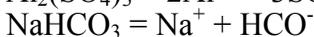
Таким образом, α выражают в долях единицы или процентах.

По степени диссоциации электролиты условно подразделяют на сильные ($\alpha \approx 1$) и слабые ($\alpha < 1$).

Сильные электролиты:

- 1) соли (средние, кислые): $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaHCO_3 ;
- 2) неорганические кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , HClO_4 и др.;
- 3) гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов: KOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.

Сильные электролиты диссоциируют в водном растворе практически нацело:



Слабые электролиты:

- 1) почти все органические кислоты: CH_3COOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и др.;
- 2) некоторые неорганические кислоты: H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_2SiO_3 , HNO_2 , H_2SO_3 , H_3PO_4 и др.;
- 3) гидроксиды металлов основного характера (кроме щелочных и щелочно-земельных) и гидроксид аммония NH_4OH ;
- 4) амфотерные гидроксиды: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и др.;
- 5) вода.

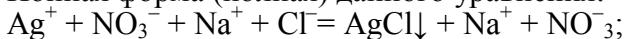
Для слабых электролитов диссоциация – обратимый процесс, для которого справедливы общие законы равновесия.

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 образуется:

- а) слабодиссоциирующее вещество;
- б) осадок;
- в) газообразное вещество.

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

Ионная форма (полная) данного уравнения:



сокращенное ионное уравнение: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$.

При составлении ионных уравнений нужно соблюдать последовательность:

- а) написать молекулярное уравнение;
- б) переписать это уравнение, заменяя молекулярные формулы ионами, на которые распадаются молекулы каждого из этих электролитов.

Формулы веществ (малодиссоциирующих, выпадающих в осадок или газообразных) переписать в виде молекул;

в) сопоставлением правой и левой части равенства установить, какие ионы не участвуют в реакции (эти ионы находятся в свободном состоянии в обеих частях равенства в одинаковом количестве), для наглядности (условно) их можно подчеркнуть;

г) выписать формулы только тех ионов и молекул, которые участвуют в реакции.

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:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (22}^\circ\text{C)}.$$

Принимая концентрацию воды $[\text{H}_2\text{O}]$ величиной

практически постоянной, можно записать так:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрация воды равна $\frac{1000}{18} = 55,56$ моль/л.

Отсюда $[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14} = K_w$.

Произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов называется ионным произведением воды. В нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л, в кислой — $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, а в щелочной — $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

При этом в любых средах произведение концентрации водородных и гидроксильных ионов при данной температуре (22 °С) остается постоянным и равным 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.

Он представляет собой отрицательный логарифм концентрации водородных ионов $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. Тогда рН различных растворов будет иметь следующие значения: кислый $\text{pH} < 7$, щелочной $\text{pH} > 7$, нейтральный $\text{pH} = 7$.

⊕ *Решение типовых задач*

Пример 1. $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ моль/л. Вычислить $[\text{OH}^-]$.

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

Пример 2. Определите рН среды, если концентрация ионов OH^- в растворе составляет $1,8 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

Решение. Используя ионное произведение воды, вычислим концентрацию ионов H^+ в растворе:

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-9} = 5,56 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

Определим рН среды: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 5,56 \cdot 10^{-6} = 5,25$.

Ответ: 5,25.

Гидролиз солей – это процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды, приводящий к смещению ионного равновесия воды и изменению pH среды.

Гидролиз является обратимым процессом. В реакциях гидролиза участвуют ионы слабых электролитов: катионы слабых оснований и анионы слабых кислот. Причина гидролиза – образование слабодиссоциированных или труднорастворимых продуктов. Следствием гидролиза является нарушение равновесия в системе $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$; в результате среда становится либо кислой ($\text{pH} < 7$), либо щелочной ($\text{pH} > 7$).

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

а) сильным основанием и слабой кислотой (Na_2CO_3 , K_2S , 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 ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ и др.).

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются (K_2SO_4 , NaNO_3 , NaCl , KNO_3). Уравнения гидролиза солей пишутся аналогично другим ионным уравнениям: малодиссоциирующие (в том числе и вода), малорастворимые, а также газообразные вещества записываются в виде молекул, сильные электролиты — в виде ионов.

Пример: Гидролиз K_2CO_3

1-я ступень $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

(сокращенное ионное уравнение)

$2 \text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow 2\text{K}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

(полное ионное уравнение)

$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{KHCO}_3 + \text{KOH}$

(молекулярное уравнение)

2-я ступень $\text{HCO}_3^- + \text{HON} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

$\text{K}^+ \text{HCO}_3^- + \text{HON} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{K}^+ + \text{OH}^-$

$\text{KHCO}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH}$

Гидролиз данной соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты, а накопление ионов гидроксила приводит

к тому, что рН становится больше 7.

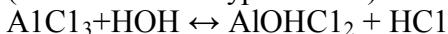
Пример: Гидролиз $AlCl_3$



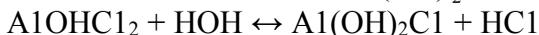
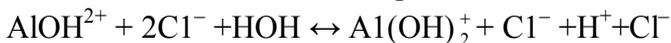
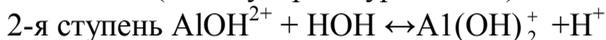
(сокращенное ионное уравнение)



(полное ионное уравнение)



(молекулярное уравнение)



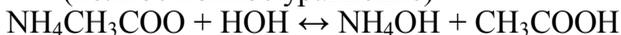
По 3-й ступени с образованием $Al(OH)_3$ гидролиз этой соли не идет вследствие накопления ионов водорода, способствующих протеканию процесса справа налево (идет растворение $Al(OH)_3$ в кислоте). В данном случае гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к образованию катиона слабого основания.

При этом образуется основная соль и накапливаются ионы водорода, рН раствора становится меньше 7.

Пример: Гидролиз CH_3COONH_4



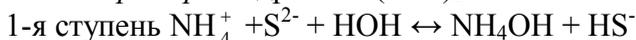
(полное ионное уравнение)



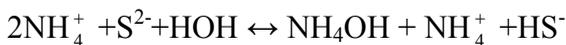
(молекулярное уравнение)

В данном случае в результате гидролиза соли образуется слабая кислота (CH_3COOH) и слабое основание (NH_4OH). Накопления $[H^+]$ 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.

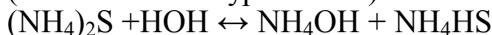
Пример: Гидролиз $(NH_4)_2S$



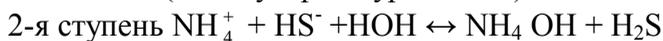
(сокращенное ионное уравнение)



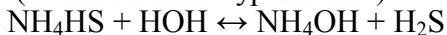
(полное ионное уравнение)



(молекулярное уравнение)



(полное ионное уравнение)



(молекулярное уравнение)

☒ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 Реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей

Опыт 1. Зависимость степени диссоциации от природы электролита.

Об относительной силе электролита можно судить по электропроводности его растворов 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 это явление. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Ионные реакции.

В три пробирки налить по 1 мл растворов сульфатов натрия, магния, алюминия. Прибавить в каждую пробирку по 1 мл раствора хлорида бария.

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

Опыт 3. Определение характера гидролиза (влияние природы соли на реакцию среды).

Взять две пробирки. В одну налить 1 мл сульфата

алюминия, во вторую — 1 мл раствора карбоната натрия. Прилить в каждую пробирку по 2 капли фенолфталеина.

Какие из этих солей подвергаются гидролизу? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах по первой ступени, указать характер среды.

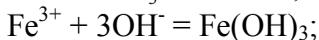
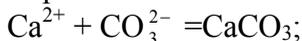
✍ Задачи для самостоятельной работы

При выполнении задач этого раздела использовать прил. 5, 6, 7, 8.

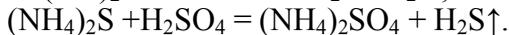
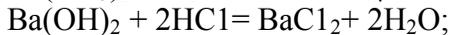
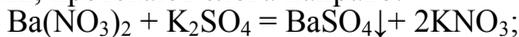
1. В каких случаях реакции в растворах электролитов протекают до конца? Составить молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах между веществами: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и K_2SO_4 ; Na_2CO_3 и HCl ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ; BaCl_2 и Na_2SO_4 .

2. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов: CuSO_4 и Na_2S ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_3 ; NaHCO_3 и NaOH .

3. Составить молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:



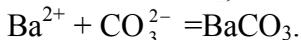
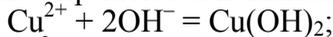
4. Почему реакции, выраженные следующими уравнениями, протекают слева направо:



Составить ионные уравнения.

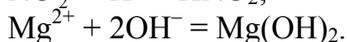
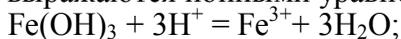
5. К растворам NaOH , Na_2S , AgNO_3 , KNO_3 (к каждому в отдельности) прибавили соляную кислоту. В каких случаях произошли реакции? Выразить их молекулярными и ионными уравнениями.

6. Подобрать молекулярные уравнения для реакций, которые выражаются ионными уравнениями:



7. К каждому из веществ NaCl, NiSO₄, Be(OH)₂, KHCO₃ — прибавили раствор гидроксида натрия. В каких случаях произошли реакции? Выразить их ионными и молекулярными уравнениями.

8. Составить молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:



9. Чему равна концентрация ионов [H⁺], если pH=7, pH=10?

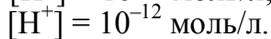
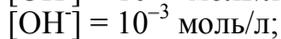
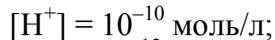
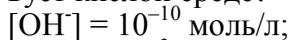
10. Рассчитать концентрацию водородных ионов, если [OH⁻] = 10⁻⁴ моль/л.

11. pH раствора равен 11. Вычислить концентрацию гидроксид-ионов в растворе.

12. Вычислить pH раствора, в котором [OH⁻] = 10⁻⁵ моль/л.

13. Величина pH трех различных растворов соответственно равна 3, 7, 12. Чему равны концентрации ионов водорода и гидроксила в каждом растворе? Какой раствор кислый, щелочной, нейтральный?

14. Какая из приведенных концентраций соответствует кислой среде?



15. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы солей MnCl₂, Na₂CO₃, Ni(NO₃)₂? Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

16. Какие из солей: Al₂(SO₄)₃, K₂S, KCl — подвергаются гидролизу? Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей.

17. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей Pb(NO₃)₂, CoCl₂, Na₂S. Какое значение pH имеют растворы этих солей?

18. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы солей K₂S, KCN, CuSO₄? Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

19. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: FeSO₄, NaCN, Pb(NO₃)₂.

20. Составить ионные и молекулярные уравнения

гидролиза солей: Na_2S , CrCl_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Тема 5. Дисперсные системы

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Классификация дисперсных систем, способы получения.
2. Седиментационная и агрегативная устойчивость дисперсных систем.
3. Мицеллы.

Дисперсные системы содержат чаще всего две фазы. Одна фаза представляет собой высокодисперсные, мельчайшие частицы вещества или макромолекулы ВМС и называется *дисперсной фазой* (табл.1). Другая фаза, в которой распределены агрегаты дисперсных частиц или макромолекул, называется *дисперсионной средой*. Условием образования таких дисперсных систем (коллоидного состояния вещества) является нерастворимость одной фазы в другой.

Таблица 1

Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Название дисперсной системы	Примеры дисперсных систем
Жидкость	Твердое тело	Суспензия, золь	Золи металлов, природные воды
	Жидкость	Эмульсия	Молоко, нефть
	Газ	Пена	Мыльная пена
Твердое тело	Твердое тело	Минералы, сплавы	Рубин, сталь
	Жидкость	Пористое тело, минерал	Влажный грунт, опал
	Газ	Пористое тел	Сухой грунт, активированный уголь, пенопласт
Газ	Твердое тело	Аэрозоль	Пыль, дым
	Жидкость	Аэрозоль	Туман, облака

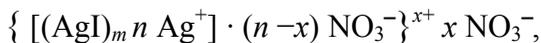
Основными *отличительными особенностями дисперсных систем* от истинных растворов являются: а) способность к рассеиванию ими света; б) медленная диффузия частиц дисперсной фазы в дисперсионной среде; в) способность к диализу; г) агрегативная неустойчивость дисперсной фазы, проявляемая в виде выделения частиц из дисперсионной среды при добавлении к системе электролитов или под влиянием других внешних воздействий.

Рассмотрим получение мелкодисперсного осадка иодида серебра из хорошо растворимых исходных компонентов по реакции:



В случае избытка в растворе AgNO_3 ионы Ag^+ будут адсорбироваться на поверхности осадка AgI , встраиваясь в его кристаллическую решетку. Избыточно адсорбированные ионы (Ag^+) носят название *потенциалопределяющих ионов*. К ним притягиваются электростатическими силами ионы противоположного знака заряда (*противоионы*) – NO_3^- . При этом часть противоионов будет находиться в растворе у самой поверхности дисперсной фазы (*плотный слой*), а часть сохраняет способность к подвижному распределению в растворе вблизи поверхности гранулы, образуя «облако» из диффузных противоионов (*диффузный слой*). Такая коллоидная частица вместе с противоионами называется *мицеллой* и в целом является электронейтральной. Однако сама твердая фаза будет заряжена положительно.

Изложенное выше строение мицеллы изображают в виде формулы:



где m – количество молекул AgI в частице;
 n – количество потенциалопределяющих ионов, адсорбированных на поверхности твердой частицы;
 $(n-x)$ – количество противоионов, притянутых электростатическими силами к потенциалопределяющим ионам в виде плотного слоя;

x – количество диффузных противоионов (слой «рыхлой» структуры), располагающихся на некотором расстоянии от плотного слоя.

В этой формуле частички AgI являются *зародышем* (или *агрегатом*) мицеллы; зародыш вместе с потенциалопределяющими ионами дают *ядро* мицеллы; ядро с плотной частью противоионов составляют заряженную *гранулу* (или *частицу*) $\{(AgI)_m \cdot n Ag^+ \cdot (n-x) NO_3^-\}^{x+}$, а гранула совместно с диффузными противоионами образуют *мицеллу*.

Некоторые дисперсные системы могут существовать неограниченно долго, однако большинство из них являются неустойчивыми и постепенно разрушаются. Мицеллы самопроизвольно или под влиянием каких-либо внешних воздействий могут слипаться, всплывать или оседать, разрушаться и т.д. *Устойчивость дисперсной системы* характеризуется способностью дисперсной фазы сохранять во времени как исходные размеры частиц, так и равномерность распределения их в объеме дисперсионной среды. Наличие электрического заряда на поверхности частиц является важным условием сохранения устойчивости дисперсных систем.

Агрегативная неустойчивость дисперсных систем обусловлена избытком свободной поверхностной энергии на межфазной границе, что приводит к самопроизвольному образованию агрегатов и последующему их слипанию. В итоге система разделяется на два слоя – жидкость (дисперсионная среда) и плотный осадок (дисперсная фаза).

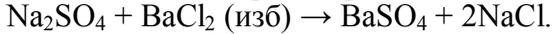
Кинетическая (седиментационная) неустойчивость проявляется в оседании частичек дисперсной фазы под влиянием силы тяжести.

Коагуляция – процесс самопроизвольного укрупнения (слипания) дисперсных частиц, который может происходить при действии на дисперсную систему различных факторов: при интенсивном перемешивании или встряхивании, нагреве или охлаждении, облучении светом или пропускании электрического тока, при добавлении к системе электролитов или неэлектролитов и др. Во всех случаях воздействия на систему происходит уменьшение энергии связи диспергированных частиц с окружающей их дисперсионной средой.

Ⓢ Решение типовых задач

Пример 1. Напишите образование мицеллы, полученной действием избытка хлорида бария на сульфат натрия.

Решение. Рассмотрим образование мицеллы:



Вначале образуется агрегат мицеллы: BaSO_4 .

На поверхности кристалла BaSO_4 адсорбируются ионы Ba^{2+} , т.е. ионы Ba^{2+} вследствие избирательной адсорбции достраивают кристаллическую решетку, т.к. они находятся в избытке. Они придают поверхности ядра положительный заряд и являются *потенциалопределяющими ионами*.

Ядро мицеллы: $(\text{BaSO}_4)_m \cdot n \text{Ba}^{2+}$.

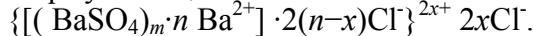
Ионы Cl^- , образующиеся при диссоциации BaCl_2 , имеют отрицательный заряд, противоположный заряду поверхности. Под действием электростатических сил противоионы Cl^- притягиваются к ядру, нейтрализуя его заряд.

Часть противоионов ($n-x$), находящихся в непосредственной близости от ядра, образуют адсорбционный слой. Агрегат вместе со слоем потенциалопределяющих ионов и противоионов является *коллоидной частицей*:

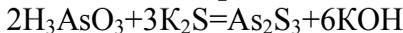
$\{(\text{BaSO}_4)_m \cdot n \text{Ba}^{2+} \cdot 2(n-x) \text{Cl}^-\}^{2x+}$, которая имеет электрический заряд, совпадающий с зарядом потенциалопределяющего слоя.

Другая часть противоионов (x) образует диффузионный слой. Заряды потенциалопределяющих ионов и противоионов полностью скомпенсированы, поэтому мицелла электронейтральна.

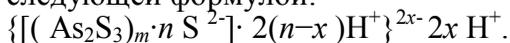
Формула мицеллы:



Пример 2. Определите, к какому электроду должны перемещаться частицы золя, получаемого при реакции при небольшом избытке H_2S :



Решение. Потенциалоопределяющими ионами в данном случае могут быть ионы S^{2-} , так как в состав агрегата входят ионы серы. Состав адсорбционного слоя могут входить ионы K^+ . Ионы K^+ образуют диффузный слой. Таким образом, схематическое строение мицеллы золя можно выразить следующей формулой:



Частица имеет отрицательный заряд, следовательно, движение частиц золя направлено к аноду.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Написать строение мицеллы золя, полученного по нижеперечисленным реакциям. Определить, к какому электроду будет двигаться коллоидная частица:

1. $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaCl$; в избытке Na_2SO_4 .
2. $ZnSO_4 + (NH_4)_2S = ZnS + (NH_4)_2SO_4$; в избытке $(NH_4)_2S$
3. $Al(OH)_3$, стабилизированный $AlCl_3$.
4. As_2S_3 , стабилизированный H_2S .
5. $Ba(OH)_2$, стабилизированный $BaCl_2$.
6. PbS , стабилизированный $Pb(NO_3)_2$.

2. Указать, к какому электроду должны двигаться частицы гидроксида алюминия, образующиеся при гидролизе: $AlCl_3 + H_2O = Al(OH)_3 + 3HCl$.

3. Золь $BaSO_4$ получен смешением некоторых объемов $Ba(NO_3)_2$ и H_2SO_4 . Написать формулу мицеллы, если в электрическом поле гранула перемещается к аноду. Какой электролит взят в избытке?

4. Для получения золя $AgCl$ смешали раствор KCl и раствор $AgNO_3$. Раствор $AgNO_3$ взят в избытке. Написать формулу мицеллы этого золя и указать, к какому электроду перемещается частица.

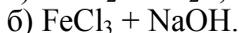
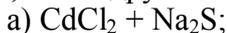
5. Золь $Al(OH)_3$ получен смешением 1 объема $AlCl_3$ и 2 объемов раствора $NaOH$ равной концентрации. Написать формулу мицеллы золя.

6. Написать формулу мицеллы AgI , если в качестве стабилизатора взят нитрат серебра. Каков знак заряда коллоидных частиц?

7. Золь $Cd(OH)_2$ получен смешением равных объемов растворов $CdCl_2$ и $NaOH$. Написать формулу мицеллы

золя. Одинаковы ли исходные концентрации электролитов, если частицы движутся к катоду?

8. Написать строение мицеллы золя, образованного в результате взаимодействия указанных веществ (избытка одного, затем другого вещества):



Назвать составляющие компоненты мицеллы.

Раздел 2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРЕВРАЩЕНИЙ

Тема 6. Термодинамика химических процессов

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Предмет химической термодинамики. Основные термодинамические понятия.
2. Первый закон термодинамики. Понятие внутренней энергии системы.
3. Закон Гесса – основной закон термохимии.
4. Второй закон термодинамики. Понятие энтропии.
5. Общие представления о термодинамических потенциалах. Потенциал Гиббса.
6. Критерии направленности химического процесса.

Для любой химической реакции тепловой эффект равен сумме теплот образования продуктов реакции минус сумма теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении этой реакции (стандартные теплоты образования различных веществ приводятся в термодинамических справочниках), при этом условно принято, что теплоты образования простых веществ равны нулю.

$$\Delta H^{\circ} \text{р-ции} = \sum \Delta H^{\circ}_{f, \text{продуктов}} - \sum \Delta H^{\circ}_{f, \text{исходных}}$$

Для расчета ΔS любой реакции надо из суммы энтропий образования продуктов вычесть сумму энтропий образования исходных веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов). Так, для стандартных условий:

$$\Delta S^{\circ}_{\text{р}} = \sum \Delta S^{\circ}_{f, \text{продуктов}} - \sum \Delta S^{\circ}_{f, \text{исходных}}$$

Изобарно-изотермический потенциал реакции рассчитывается :

$$\Delta G^{\circ}_p = \sum \Delta G^{\circ}_{f, \text{продуктов}} - \sum \Delta G^{\circ}_{f, \text{исходных}}$$

Критерием возможности самопроизвольного протекания реакции в данных условиях является изменение энергии Гиббса (ΔG): $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, где ΔH и ΔS – изменения энтальпии и энтропии в ходе химической реакции, T – абсолютная температура, ΔH – энтальпийный фактор, $T\Delta S$ – энтропийный фактор.

Если $\Delta G < 0$, то прямая реакция может протекать самопроизвольно. Если $\Delta G = 0$, то $\Delta H = T\Delta S$, т.е. энтропийный и энтальпийный факторы уравниваются друг друга и система находится в состоянии истинного химического равновесия. Если $\Delta G > 0$, то самопроизвольно может протекать обратная реакция.

Для проведения термодинамических расчетов используют справочные данные (таблицы термодинамических величин), в которых приводятся чаще всего стандартные энтальпии образования, энергии Гиббса образования и энтропии различных веществ: ΔH°_{298} , ΔG°_{298} , ΔS°_{298} .

Стандартная энтальпия образования и энергия Гиббса образования простых веществ принимаются равными нулю. Если элемент образует несколько простых веществ, то стандартным считается состояние элемента в виде наиболее устойчивой в данных условиях модификации (кислород, ромбическая сера, графит, кристаллический йод, жидкий бром и др.). **Энтропии простых веществ не равны нулю.**

Для расчета ΔH° , ΔG° , ΔS° химических реакций применяют закон Гесса или его следствия. Расчетные данные относятся к мольным соотношениям веществ, которые указаны стехиометрическими коэффициентами химического уравнения.

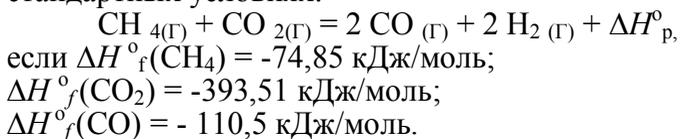
Если нужно рассчитать энергию Гиббса для температуры, отличной от стандартной, то используют уравнение:

$$\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ}_T - T\Delta S^{\circ}_T,$$

где ΔH° и ΔS° – величины, зависящие от температуры. Например, $\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - T\Delta S^{\circ}_{298}$,

☉ *Решение типовых задач*

Пример 1. Рассчитать тепловой эффект реакции при стандартных условиях:



Решение. Зная стандартные энтальпии образования исходных веществ и продуктов, рассчитываем тепловой эффект реакции

$$\Delta H^\circ_{\text{р}} = 2 \Delta H^\circ_f(\text{CO}) - \Delta H^\circ_f(\text{CH}_4) - \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2);$$

$$\Delta H^\circ_{\text{р}} = 2 (-110,5) - (-74,85) - (-393,51) = +247,36$$

кДж/моль.

Ответ: $\Delta H^\circ_{\text{р}} = +247,36$ кДж/моль.

Пример 2. Провести термодинамический расчет реакции:



Исходные данные из приложения удобно оформить в виде следующей таблицы (табл. 2).

Таблица 2

Стандартные энтальпия образования, энтропия и энергия Гиббса образования веществ

Вещество	ΔH°_{298} , кДж/моль	S°_{298} , Дж/моль·К	ΔG°_{298} , кДж/моль
CO(г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
C(графит)	0	5,7	0

1. $(\Delta H^\circ_{298})_{\text{х.р.}} = 2 \Delta H^\circ(\text{CO}) - \Delta H^\circ(\text{O}_2) = 2(-110,5) + 393,5 = 172,5$ кДж > 0 – эндотермическая реакция – неблагоприятный фактор для протекания химической реакции, особенно при низких температурах.

2. $(\Delta S^\circ_{298})_{\text{х.р.}} = 2 \Delta S^\circ(\text{CO}) - \Delta S^\circ(\text{O}_2) - \Delta S^\circ(\text{C}) = 2 \cdot 197,5 - 213,7 - 5,7 = 175,6$ Дж/К = $175,6 \cdot 10^{-3}$ кДж/моль > 0 .

Прямая реакция сопровождается увеличением энтропии, беспорядок в системе увеличивается – благоприятный фактор для протекания химической реакции в прямом направлении.

3. Рассчитываем стандартную энергию Гиббса реакции двумя способами. При выполнении задания можно считать только одним способом «а»:

а) по закону Гесса:

$$(\Delta G_{298})_{\text{х.р.}} = 2 \Delta G^{\circ}(\text{CO}) - \Delta G^{\circ}(\text{O}_2) = 2(-137,1) + 394,4 = 120,2 \text{ кДж} > 0;$$

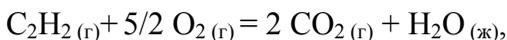
б) по уравнению $\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - T\Delta S^{\circ}_{298}$

$$(\Delta G_{298})_{\text{х.р.}} = 172,5 - 298 \cdot 175,6 \cdot 10^{-3} = 172,5 - 52,3 = 120,2 \text{ кДж} > 0.$$

Оказалось, что $(\Delta H_{298})_{\text{х.р.}} > (\Delta S_{298})_{\text{х.р.}} \cdot T$ и тогда $(\Delta G_{298})_{\text{х.р.}} > 0$, т.е. при стандартных условиях энтальпийный фактор сыграл решающую роль. Таким образом, прямая реакция при стандартных условиях самопроизвольно протекать не может. Может протекать обратная реакция. В данных условиях в системе преобладают процессы агрегации по сравнению с процессами дегазации частиц, т.е. упорядоченность системы возрастает (из двух молей газообразного вещества получается 1 моль газа и 1 моль твердого вещества).

Обратите внимание: если ΔH° выражено в кДж, то и ΔS° должно быть в кДж/К.

Пример 4. Рассчитать ΔG°_{298} реакции при стандартных условиях и определить возможность её протекания:



если значение ΔG°_{298} для ацетилена равно 209,2 кДж/моль, для углекислого газа -394,4 кДж/моль, а для жидкой воды -237,3 кДж/моль (для кислорода, по определению, $\Delta G^{\circ}_{298} = 0$).

Решение.

$$\begin{aligned} \Delta G^{\circ}_{298} &= 2 \Delta G^{\circ}_{298}(\text{CO}_2) + \Delta G^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}) - \Delta G^{\circ}_{298}(\text{C}_2\text{H}_2) = \\ &= 2 \cdot (-394,4) + (-237,3) - 209,2 = -1235,3 \text{ кДж / моль.} \end{aligned}$$

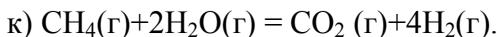
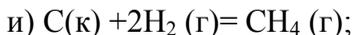
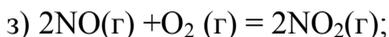
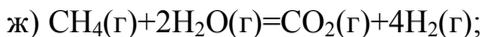
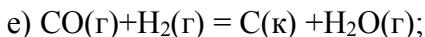
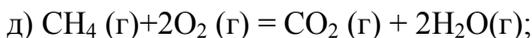
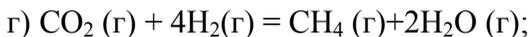
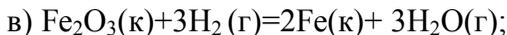
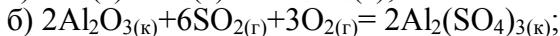
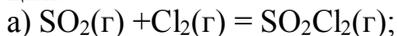
Ответ: поскольку полученное значение $\Delta G^{\circ}_{298} < 0$, реакция может идти в прямом направлении.

Задачи для самостоятельной работы

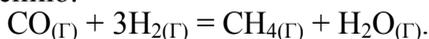
При решении задач этого раздела пользоваться прил. 9.

1. Написать термохимическое уравнение реакции между $\text{CO}(\text{г})$ и водородом, в результате которой образуется $\text{CH}_4(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 150 л метана, при н.у.?

2. Рассчитать стандартную энтальпию и энтропию реакций:

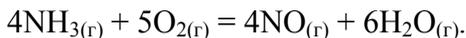


3. Вычислить стандартное ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению:



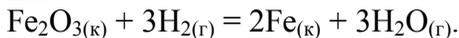
Возможна ли эта реакция при температуре - 70 °С?

4. Определить ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению:



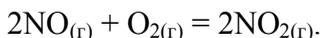
Вычисления сделать на основании ΔH° и S° соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

5. Восстановление Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению:



Возможна ли эта реакция при температуре 500 °С?

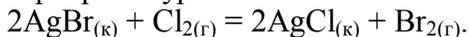
6. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях и при 500 °С в системе:



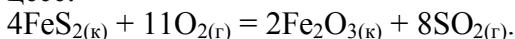
Ответ дать, вычислив ΔG°_{298} прямой реакции.

7. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению: $\text{Fe}_3\text{O}_{4(к)} + \text{CO}_{(г)} = 3\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$. Вычислите ΔG°_{298} и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS°_{298} в этом процессе?

8. Можно ли получить при стандартных условиях хлорид серебра по уравнению:



9. Можно ли осуществить при стандартных условиях процесс:



При какой температуре возможен данный процесс?

10. $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{C}_{(к)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{(г)}$. Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температуре 500 К?

Тема 7. Скорость химических реакций и химическое равновесие

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Дать определение понятию скорость химической реакции. В каких единицах она измеряется?

2. Закон действия масс. Привести примеры уравнений реакций и математического выражения для них закона действия масс.

3. Физический смысл константы скорости химических реакций. От каких факторов она зависит?

4. Сформулировать правило Вант-Гоффа. Влияние температуры на скорость химических реакций.

5. Катализаторы. Как можно объяснить их действие при гомогенном и гетерогенном катализе?

6. Обратимый и необратимый процессы. Состояние химического равновесия. Вывод константы равновесия в общем виде и на примере конкретной химической реакции. Свободная энергия Гиббса и равновесие.

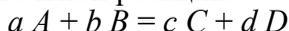
7. Сформулировать принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение давления, температуры и концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия в гомогенных

и гетерогенных системах?

Кинетика – учение о скорости различных процессов, в том числе химических реакций.

Скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых – концентрация (давление) реагентов, температура и действие катализатора. Эти же факторы определяют и достижение равновесия в реагирующей системе.

В соответствии с законом действующих масс для произвольной реакции



уравнение для скорости прямой реакции можно записать:

$$v_1 = k_1 \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

а для скорости обратной реакции:

$$v_2 = k_2 \cdot C_C^c \cdot C_D^d.$$

Влияние температуры на скорость химической реакции определяется правилом Вант-Гоффа:

$$v_2 / v_1 = \gamma^{\Delta t / 10},$$

где v_1 и v_2 – скорости реакций при температуре t_1 и t_2 – соответственно;

γ – температурный коэффициент реакции.

Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Качественно направление этого изменения задается *принципом (правилом) Ле-Шателье*: при повышении температуры равновесное состояние сдвигается в направлении эндотермического процесса (происходит поглощение энергии); при понижении температуры происходит сдвиг равновесия в обратном направлении – реакция пойдет справа налево (по отношению к установившемуся соотношению исходного и конечного количества реагентов в равновесной системе), т.е. в сторону экзотермического процесса (идет выделение энергии за счет обратной реакции).

Влияние других факторов на химическое равновесие, кроме температуры, также подчиняется правилу Ле-Шателье: *если на систему, находящуюся в термодинами-*

ческом равновесии, воздействовать путем изменения каких-либо условий, при которых это равновесие существует, то в системе возникнет реакция, ослабляющая эффект произведенного воздействия. Так, на увеличение концентрации одного из реагентов равновесная система отреагирует таким образом, чтобы уменьшить это изменение, т.е. реакция пойдет в направлении уменьшения концентрации этого компонента.

☒ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 Влияние различных факторов на скорость химических реакций

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 сульфита натрия Na_2SO_3 , H_2SO_4 и крахмала;

2-й раствор — раствор иодата калия KIO_3 .

При взаимодействии иодата калия с сульфитом натрия в кислой среде протекает реакция с образованием свободного иода (обнаруживается крахмалом):



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

Порядок проведения опыта.

1. В четыре пробирки налить по 3 мл 1-го раствора (Na_2SO_3).

2. В четырех других пробирках приготовить растворы KIO_3 различных относительных концентраций (табл. 3).

3. Практически определить отрезки времени ($\Delta \tau$) от момента сливания подготовленных растворов (Na_2SO_3 и KIO_3) до появления синего окрашивания крахмала (уже добавлен в раствор Na_2SO_3) иодом.

4. Результаты наблюдений занести в табл. 3.

Таблица 3

Влияние концентрации иодата калия на условную скорость реакции

№ п/п	Объем, мл			Относительная концентрация иодата калия С	Время протекания реакции $\Delta\tau$, с	Условная скорость реакции $v = \frac{1}{\Delta\tau}$
	1-й раствор	2-й раствор				
	Na ₂ SO ₃	KIO ₃	H ₂ O			
1	3	2	6	0,25		
2	3	4	4	0,50		
3	3	6	2	0,75		
4	3	8	-	1,00		

В соответствии с законом действия масс зависимость скорости от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат (рис. 1).

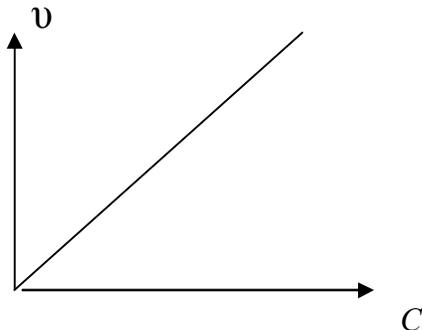


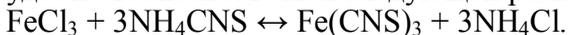
Рис.1. Зависимость скорости v (ось ординат) реакции от концентрации C (ось абсцисс) реагирующих веществ

На миллиметровой бумаге строят 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.

нат.

Опыт 2. 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. 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 по одной или две капли NH_4CNS и FeCl_3 , раствор должен иметь светло-красный цвет (если раствор темно-красный, можно разбавить водой).

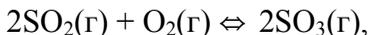
Составить уравнение обратимой реакции и уравнение константы равновесия.

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 . Перемешать содержимое стеклянной палочкой.

Как изменится интенсивность окраски в этих пробирках по сравнению с контрольной? Дать объяснения исходя из уравнения константы равновесия. В какую сторону сместилось равновесие?

Ⓢ Решение типовых задач

Пример 1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе



если объем газовой смеси уменьшить в 3 раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение. Обозначим концентрации реагирующих веществ: $[\text{SO}_2] = a$, $[\text{O}_2] = b$, $[\text{SO}_3] = c$. Согласно закону действия масс скорости прямой и обратной реакции до из-

менения объема: $v_1 = k_1 \cdot a^2 \cdot b$; $v_2 = k_2 \cdot c^2$.

После уменьшения объема гомогенной системы в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в 3 раза: $[SO_2] = 3a$, $[O_2] = 3b$, $[SO_3] = 3c$. При новых концентрациях скорости прямой и обратной реакции: $v_1' = k_1 \cdot (3a)^2 \cdot (3b) = 27 \cdot k_1 \cdot a^2 \cdot b$;

$$v_2' = k_2 \cdot (3c)^2 = 9k_2 c^2$$

Отсюда $v_1' / v_1 = 27 \cdot k_1 \cdot a^2 \cdot b / k_1 \cdot a^2 \cdot b = 27$;

$$v_2' / v_2 = 9k_2 c^2 / k_2 \cdot c^2 = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной только в 9 раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3 .

Пример 2. Вычислить, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°C, если температурный коэффициент скорости реакции γ равен 2?

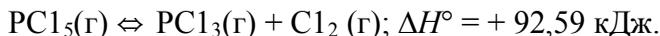
Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{(T_2 - T_1) / 10};$$

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{(70 - 30) / 10} = v_{T_1} \cdot 2^4 = 16 v_{T_1}.$$

Следовательно, скорость реакции v_{T_2} при температуре 70°C больше скорости реакции v_{T_1} при температуре 30°C в 16 раз.

Пример 3. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению



Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложения PCl_5 ?

Решение. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле-Шателье:

а) так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая ($\Delta H > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру;

б) так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуются две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление;

в) смещения равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 10 до 100°C , если температурный коэффициент равен 2?

2. Как изменится скорость реакции между сернистым ангидридом и кислородом $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, если уменьшить объем газовой смеси в 3 раза?

3. Температурный коэффициент равен 2. Как и во сколько раз изменится скорость данной реакции при охлаждении системы от 100 до 60°C ?

4. Куда сместится равновесие реакции при повышении температуры и давления:

а) $\text{CO}_2_{\text{газ}} + \text{C}_{\text{тв}} \leftrightarrow 2\text{CO}_{\text{газ}}$; б) $\text{CaCO}_3_{\text{тв}} \leftrightarrow \text{CaO}_{\text{тв}} + \text{CO}_2_{\text{газ}}$.

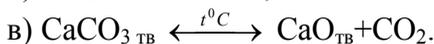
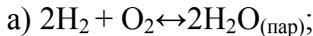
5. Газовая смесь состоит из водорода и хлора. Реакция идет по уравнению: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$. Как изменится скорость реакции, если давление газовой смеси увеличить в 3 раза?

6. Равновесие реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{SO}_2] = 0,03$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,03$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,01$ моль/л. Вычислить константу равновесия.

7. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, протекающей в закрытом сосуде, если уменьшить объем газовой смеси в 4 раза?

8. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру на 30°C , а температурный коэффициент равен 3?

9. Написать выражения констант равновесия для следующих систем:



10. Реакция восстановления двуокиси углерода углем выражается уравнением $\text{CO}_2 + \text{C}_{\text{тв}} \leftrightarrow 2\text{CO}$. Нарушится ли равновесие при повышении давления? Написать выражение для константы равновесия.

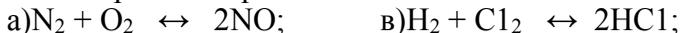
11. Константа равновесия реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ равна 0,1 при температуре 400°C. Равновесные концентрации $[\text{H}_2] = 0,2$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 0,08$ моль/л. Вычислить равновесную концентрацию азота.

12. Выразить математически скорость следующих реакций, протекающих в гомогенной среде:



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

14. Написать выражения констант равновесия для следующих обратимых реакций:



15. Система $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ находится в равновесии. Куда сдвинется равновесие при увеличении давления?

16. Как повлияет изменение температуры и давления на системы:



17. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций в равновесной системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ с увеличением объема газовой смеси в 3 раза?

18. Реакция протекает по уравнению $\text{A}_2 + \text{B}_2 \leftrightarrow 2\text{AB}$. Определить константу равновесия, если равновесные концентрации равны: $[\text{A}_2] = 0,2$ моль/л, $[\text{B}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{AB}] = 0,25$ моль/л.

19. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если увеличить концентрацию NO_2 в 2 раза; одно-

временно увеличить в 3 раза концентрации NO и O₂?

20. Рассчитать изменение скорости химической реакции при повышении температуры от 293 до 373 К. Температурный коэффициент этой реакции равен 2.

Раздел: 3. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Тема 8. Строение атома и химическая связь

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Современные представления о строении атомов.
2. Состав атомного ядра. Квантово-механическая модель строения атома.
3. Квантовые числа.
4. Основные правила заполнения электронных оболочек: правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда.
5. Составление электронных формул. Электронно-структурные схемы атомов.
6. Дать понятие «полные», «неполные» электронные аналоги. Привести примеры.
7. Физический смысл порядкового номера химического элемента. Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.
8. Периодичность свойств элементов: энергия и потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
9. В чем сущность метода валентных связей (ВС)?
10. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость.
11. Ионная связь.
12. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
13. Водородная связь. Значение водородной связи.

При выполнении заданий по теме необходимо изучить основные вопросы данной темы. Современные представления о строении атомов, квантовый характер погло-

щения и излучения энергии, характер движения электронов в атоме, электронное облако, квантовые числа, форма орбиталей.

Основные правила заполнения электронных оболочек, принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии; уметь составлять электронные формулы; периодический закон, периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева на основе строения атома; периодичность свойств элементов; структура периодической системы; потенциал ионизации, сродство к электрону; электроотрицательность.

Природа химической связи, метод валентных связей (ВС), образование химических связей, направленность химической связи, типы связей (σ -, π -связи), донорно-акцепторный механизм образования связи, определение валентности по методу ВС, метод молекулярных орбиталей (МО), кратность связи в МО, энергетические диаграммы.

Гибридизация атомных орбиталей. Пространственное расположение атомов и молекул.

Полярность ковалентной связи. Дипольный момент. Полярные и неполярные молекулы. Ионная связь. Водородная связь, биологическая роль водородной связи. Характеристика веществ с различным типом химических связей.

© Решение типовых задач

Пример 1. Написать электронную формулу атома гелия.

Решение: Главное квантовое число $n = 1$, орбитальное число $l = n - 1 = 0$, что отвечает s-состоянию. Таким образом, электронная формула атома гелия (He) $1s^2$, где индекс 2 указывает на число электронов, находящихся на $1s$ -орбитали.

Пример 2. Написать электронную формулу иона Mg^{2+} .

Решение: Атом магния имеет электронную формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, отдавая 2 электрона с подуровня $3s^2$, атом магния превращается в ион $Mg^{0-2} \vec{e} \rightarrow Mg^{2+}$. Электронная формула иона $Mg^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6$.

Пример 3. Написать электронную формулу атома железа. Как распределяются в нем электроны d-подуровня, какова высшая валентность железа?

Решение: В зависимости от значения n электроны в атоме железа по слоям K,L,M,N распределяются так: 2, 8, 14, 2 (заряд ядра атома равен 26). Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$. Энергетически наиболее выгодное распределение d-электронов, $3d^6$:



При возбуждении $4s^2$ подуровня один s-электрон переходит на 4p-подуровень, общее число неспаренных электронов равно 6, что и соответствует высшей валентности железа.

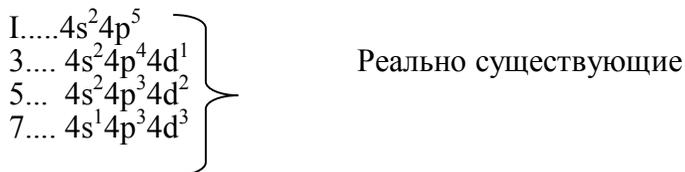
Пример 4. Какую ковалентность может проявлять бром в своих соединениях?

Решение. Электронная формула атома брома $4s^2 4p^5$. Ковалентность определяется числом неспаренных электронов (по методу ВС). Ковалентность равна 1. Но бром может проявлять ковалентность, равную 3 и выше. У атома брома есть свободные d-орбитали на четвертом энергетическом уровне. При переходе одного из p-электронов на d-подуровень в неспаренном состоянии окажутся три электрона. При переводе второго p-электрона в возбужденное состояние в неспаренном состоянии окажутся пять электронов. Ковалентность, равную семи, можно объяснить теоретически, но такое состояние неизвестно.

4s 4p 4p 4p 4d 4d 4d 4d 4d

↑↓	↑↓	↑↓	↑					
----	----	----	---	--	--	--	--	--

Электронные формулы брома, соответствующие значениям ковалентности:



Пример 5. Какая из связей: $\text{H} - \text{N}$, $\text{H} - \text{S}$, $\text{H} - \text{Te}$, $\text{H} - \text{Li}$ – 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 электроотрицательностей ($\Delta\text{ОЭО}$) в приведенных парах, используя табличные данные прил. 10:

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

Чем больше разность электроотрицательностей, тем более полярна связь. Наиболее полярна связь $\text{H} - \text{Li}$. Молекулярное электронное облако смещается в сторону с большей электроотрицательностью, т.е. к азоту в первом примере $\text{H} \rightarrow \text{N}$; к сере $\text{H} \rightarrow \text{S}$; к водороду $\text{H} \rightarrow \text{Li}$. Молекулярное электронное облако находится на одинаковом расстоянии от H и от Te .

Задачи и упражнения для самостоятельной работы

При решении задач использовать прил. 10.

1. Написать электронные формулы атомов с порядковыми номерами 7, 16, 24, 42. С точки зрения строения атома объяснить понятия «полные», «неполные» аналоги.

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

3. Написать электронные формулы атомов с порядковыми номерами 10 и 52. К какому электронному семейству (по формирующемуся электронному слою) относится каждый из этих элементов?

4. Каковы электронные формулы атомов радия и германия? Сколько неспаренных электронов имеет каждый из этих атомов? Объяснить переменность валентности германия с помощью постулата о возбуждении атомов.

5. Написать электронные формулы атомов азота и серы. Сколько неспаренных электронов имеет каждый из этих атомов? Какие спин-валентности может иметь атом серы?

6. Написать электронные формулы атомов марганца и мышьяка. Какое правило используют для определения количества неспаренных электронов у каждого из этих атомов?

7. Составить электронные формулы атомов скандия и галлия. Являются ли они аналогами?

8. Написать электронную формулу атома кобальта и иона Co^{2+} .

9. Написать электронную формулу атома хрома и ионов Cr^{3+} и Cr^{+6} .

10. Строение электронного слоя атома одного элемента $3d^5 4s^2$, а другого — $4s^2 4p^5$. Написать полные электронные формулы этих элементов. В каком случае будет наблюдаться аналогия в свойствах данных элементов?

11. Для атома углерода возможны два различных электронных состояния: $1s^2 2s^2 2p^2$ и $1s^2 2s^1 2p^3$. Как называются эти состояния атома? Как перейти от первого состояния ко второму?

12. Написать электронные формулы фосфора и хлора и определить возможные валентности этих элементов в нормальном и возбужденном состояниях.

13. Определить тип химической связи между атомами в молекулах CH_4 , H_2S . Какова структура этих молекул? В какой из них наблюдается гибридизация атомных орбиталей?

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

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

16. В каком направлении будет меняться характер химической связи по ряду: $\text{NaCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{SiCl}_4 \rightarrow \text{PCl}_5 \rightarrow \text{SCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2$?

17. Определить тип связи в соединении, указать наиболее электроотрицательный элемент: F_2O , H_3BO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Na_3PO_4 , K_3PO_4 .

18. Какая из связей: $\text{Ca} - \text{H}$; $\text{C} - \text{S}$; $\text{I} - \text{Cl}$ – является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако?

19. В каком из приведенных соединений: LiF , BeF_2 , BF_3 , CF_4 – связь Э-Ф больше приближается к ковалентной?

20. Как образуются химические связи в молекулах NH_3 и BCl_3 , какова структура этих молекул?

21. Разместить электроны на молекулярных орбиталях в молекуле N_2 . Изобразить схему образования орбиталей в молекуле из атомов азота.

22. Расположить электроны на молекулярных орбиталях в молекуле O_2 . Изобразить схему образования молекулярных орбиталей в этой молекуле.

23. Изобразить энергетическую схему образования молекулы F_2 по методу МО. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

24. Перекрыванием каких атомных орбиталей образуется химическая связь в соединении HgCl_2 ? Какова структура этой молекулы? Полярна ли она?

25. Какие свойства металлов обуславливает металлическая связь? Привести примеры.

Раздел 4. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Дать определение понятию «степень окисления». Сравнить понятия «степень окисления» и «валентность».
2. Какие степени окисления имеют кислород, водород в свободном состоянии, в соединениях? Привести примеры.
3. Окисление, восстановление.
4. Важнейшие окислители, восстановители.
5. Типы окислительно-восстановительных реакций.
6. Влияние реакции среды на окислительно-восстановительные реакции.

Окислительно-восстановительными называют реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.

Окисление – процесс отдачи электронов.

Восстановление – процесс присоединения электронов.

Степень окисления – это условный заряд атома элемента, который вычисляют исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов (как правило, обозначается арабской цифрой, заряд ставят перед цифрой).

Для нахождения степени окисления используют следующие правила:

- степень окисления атомов в простых веществах равна нулю;
- фтор во всех сложных соединениях без исключения имеет степень окисления -1;
- степень окисления кислорода равна -2 (исключение: фториды кислорода, например OF₂; пероксиды, сульфиды, озониды);
- степень окисления водорода равна +1 (исключение – гидриды металлов, например NaH, CaH₂ и др.);
- степень окисления щелочных металлов в соединениях равна +1, щелочно-земельных +2, алюминия +3;
- **алгебраическая сумма степеней окисления в молекуле равна нулю.**

Для определения степени окисления атомов элементов составляют простейшие алгебраические уравнения.

Например, для MnO_2 , K_2MnO_4 , KMnO_4 степень окисления марганца (x):

$$\begin{array}{lcl} \text{MnO}_2 & x + 2 \cdot (-2) = 0 & x = +4 \\ \text{K}_2\text{MnO}_4 & 2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0 & x = +6 \\ \text{KMnO}_4 & 1 + x + 4 \cdot (-2) = 0 & x = +7 \end{array}$$

Заряд иона равен алгебраической сумме степеней окисления атомов элементов, входящих в состав иона:

$$\begin{array}{lcl} \text{NO}_3^- & +5 + 3 \cdot (-2) = -1 \\ \text{SO}_4^{2-} & +6 + 4 \cdot (-2) = -2 \\ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} & +2 \cdot (+6) + 7 \cdot (-2) = -2 \end{array}$$

Заряд иона, как правило, ставят после цифры.

Электронный баланс (ЭБ) — общее число электронов, участвующих в ОВР, — является наименьшим общим кратным чисел электронов, принимаемых окислителем и отдаваемых восстановителем. По ЭБ вычисляются коэффициенты для уравнения окислителя и восстановителя.

Последовательность уравнивания ОВР

1. Определить степень окисления всех элементов в схеме реакции.
2. Для элементов, изменяющих степень окисления, составить электронные уравнения (определить число электронов, участвующих в изменении степени окисления каждого элемента).
3. Вычислить ЭБ 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.

☒ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4 Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

ОВР — реакции, идущие с передачей электронов от одних элементов (восстановителей) другим (окислителям), из-за чего степени окисления (заряды) этих элементов изменяются.

Цель работы — практически наблюдать ОВР и овладеть методом электронного баланса для составления химических уравнений.

Порядок выполнения опытов

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

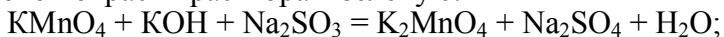
Опыт 1. Влияние среды раствора на окислительные способности перманганата калия (KMnO_4).

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

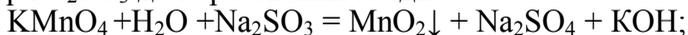
- а) в щелочной среде — MnO_4^{2-} , окрашивающего раствор в зеленый цвет;
- б) в нейтральной среде — MnO_2 , бурого осадка;
- в) в кислой среде — Mn^{2+} , не окрашивающего водный раствор, т.е. изменение заряда иона можно увидеть по изменению окраски раствора.

Последовательность проведения реакций:

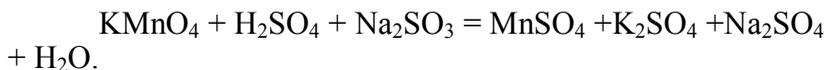
а) в пробирку налить 1–2 мл раствора KMnO_4 , 1–2 мл концентрированного раствора KOH и по каплям добавлять свежеприготовленный раствор Na_2SO_3 до перехода малиновой окраски раствора в зеленую.



б) в пробирку налить 1–2 мл KMnO_4 , 1–2 мл H_2O и раствор Na_2SO_3 до образования осадка.



в) в пробирку налить 1–2 мл KMnO_4 , 1–2 мл H_2SO_4 и раствор Na_2SO_3 до обесцвечивания раствора.

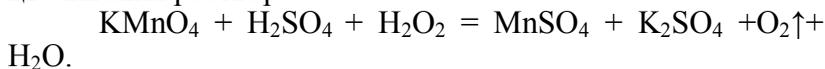


Опыт 2. Окислительно-восстановительные способности перекиси водорода (H_2O_2).

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

В составе H_2O_2 кислородный атом находится в промежуточной степени окисления (-1). Этим обусловлена способность H_2O_2 быть или окислителем, или восстановителем в зависимости от реагента-партнера.

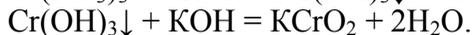
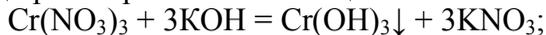
Опыт 2а. Окисление перекиси водорода перманганатом калия. В пробирку налить 1–2 мл KMnO_4 , 1–2 мл H_2SO_4 и добавлять по каплям перекись водорода до обесцвечивания раствора.



Опыт 2б. Восстановление перекиси водорода хромит-ионом. В опыте используется способность ионов хрома по-разному окрашивать раствор в зависимости от степени окисления. Cr^{+3} (входит в состав хромит-иона CrO_2^-) окрашивает раствор в сине-зеленый цвет, а Cr^{+6} (входит в состав хромат-иона CrO_4^{2-} или бихромат-иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) соответственно окрашивает раствор в желтый или оранжевый цвет.

Последовательность выполнения опыта.

1. Получить раствор хромита, используя амфотерность $\text{Cr}(\text{OH})_3$, для чего в пробирку налить 1–2 мл раствора нитрата хрома (III) и добавить концентрированный раствор KOH до растворения появляющегося сначала осадка.



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

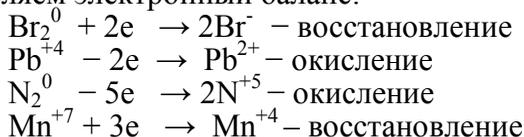


Записать наблюдения и все реакции опыта в ионном виде.

Ⓢ Решение типовых задач

Пример 1. Указать, в каком из процессов происходит окисление, а в каком восстановление: $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$;
 $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$; $\text{N}_2 \rightarrow (\text{NO}_3)^-$; $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$

Решение: Находим степени окисления элементов и составляем электронный баланс:

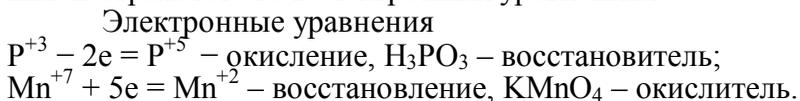


Пример 2. Исходя из степени окисления азота и серы в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 определить, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

Решение. Степень окисления азота (N) в указанных соединениях соответственно равна: -3 (низшая), $+3$ (промежуточная), $+5$ (высшая); серы (S) соответственно равна: -2 (низшая), $+4$ (промежуточная), $+6$ (высшая). Отсюда: NH_3 , H_2S — только восстановители; HNO_3 , H_2SO_4 — только окислители; HNO_2 , H_2SO_3 — окислители и восстановители.

Пример 3. Составить уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Решение. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляют, какие элементы изменяют свою степень окисления и отражают это в электронных уравнениях:



Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов – 10. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь вид:

$$2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$$

Задачи для самостоятельной работы

1. В каком из указанных процессов происходит понижение степени окисления элементов: $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$; $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$; $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^-$; $\text{CuS} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; $\text{As}_2\text{S}_3 \rightarrow 2\text{H}_3\text{AsO}_4$; $\text{CaH}_2 \rightarrow \text{H}_2$; $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_3^-$.

2. В каком из указанных процессов происходит повышение степени окисления элементов: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$; $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$; $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$; $2\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$; $2\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}_2$.

3. В каком из перечисленных соединений степень окисления марганца равна +4: H_2MnO_4 ; HMnO_4 ; H_2MnO_3 ; MnO_2 .

4. В каком из перечисленных соединений степень окисления хлора равна +1: HClO_4 ; KClO_3 ; KClO ; KCl .

5. В каком из указанных процессов происходит окисление элементов, а в каком восстановление: $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; $\text{Sn}^{4+} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$; $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_4^+$; $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{IO}_3^-$; $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$.

6. В каком из указанных процессов происходит восстановительный процесс, а в каком окислительный: $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$; $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$; $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{+6}$; $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$; $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$; $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+$.

7. Какие из перечисленных ионов могут играть роль окислителей и почему: Cu^{2+} ; S^{2-} ; Br^- ; Fe^{3+} ; Al^{3+} ; Cl^- ; ClO_4^- ; MnO_4^- ; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; CrO_4^{2-} ; NO_3^- .

8. 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-} , NO_2^- , SO_3^{2-} , S^{2-} .

9. Какие из перечисленных соединений могут быть восстановителями и почему: HNO_3 , H_2S , NH_3 , HNO_2 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PbO_2 .

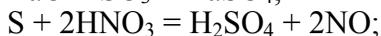
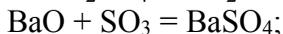
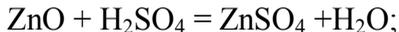
10. Какие из перечисленных соединений могут быть только окислителями, восстановителями или проявлять окислительно-восстановительную двойственность и почему: H_3PO_4 , MnO_2 , PH_3 , CO , HNO_2 , H_2O_2 , O_2 , H_2 , H_2S .

11. Пользуясь электронными уравнениями, подобрать коэффициенты в следующих уравнениях реакций:

- $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;
- $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$;
- $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$;
- $\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{MoCl}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{CO}_2 + \text{KNO}_2$;
- $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{SnCl}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$.

Определить молярные массы эквивалентов окислителей, восстановителей в данных реакциях.

12. Какие из перечисленных уравнений реакций являются окислительно-восстановительными и почему:



Тема 10. Химические источники тока

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Понятие гальванического элемента.
2. Электродные потенциалы.
3. Уравнение Нерста.

Гальваническим элементом называют устройство, в котором энергия окислительно-восстановительных реакций преобразуется непосредственно в электрическую. Он состоит из двух электродов, погруженных в растворы электролитов. На каждом электроде возникает электрический потенциал. Если теперь между этими растворами образовать мостиковый контакт через насыщенный раствор, например, хлористого калия, то это обеспечит возможность электрической проводимости между растворами при отсутствии их взаимодиффузии. Если электроды соединить, например, медной проволокой, то на одном из них пойдет реакция окисления, а на другом – реакция восстановления. Возникающая при этом разность потенциалов между электродами называется *электродвижущей силой (ЭДС) элемента*.

Электродный потенциал металла (E) зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C.$$

ЭДС гальванического элемента равна разности электродных потенциалов $E = \varphi_{\kappa} - \varphi_{\text{a}}$,

где E – электродвижущая сила гальванического элемента, В;

φ – электродный потенциал катода и анода, В.

Методика рассмотрения работы гальванических элементов:

1. Составляют схему гальванического элемента:
(–) $\text{Me}_1 / \text{Me}_1^{n+} // \text{Me}_2^{m+} / \text{Me}_2$ (+).
2. По уравнению Нернста находят потенциалы

электродов.

3. Указывают движение электронов во внешней цепи: от электрода с меньшим потенциалом к электроду с более высоким потенциалом.

4. Записывают уравнения электродных процессов, определяют характер этих процессов.

5. Составляют суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в гальваническом элементе.

6. Рассчитывают величину ЭДС гальванического элемента как разность потенциалов положительного и отрицательного электродов.

Ⓢ Решение типовых задач

Пример 1. Составить схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их ионов с концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом? Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислить его ЭДС.

Решение. Магний имеет меньший потенциал (-2,37В) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс: $Mg^0 - 2e = Mg^{2+}$.

Цинк, потенциал которого -0,763 В, – катод, т.е. электрод, на котором протекает восстановительный процесс: $Zn^{2+} + 2e = Zn^0$.

Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного и катодного процессов:

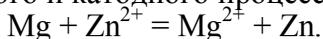
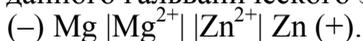


Схема данного гальванического элемента:



Вертикальная линейка обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линейки – границу раздела двух жидких фаз.

Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$ЭДС = E^0_{Zn^{2+}/Zn} - E^0_{Mg^{2+}/Mg} = -0,763 - (-2,37) = 1,607 \text{ В.}$$

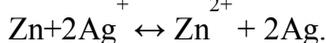
Пример 2. Вычислить электродный потенциал электрода при 25°C Ni | NiSO₄, если C(Ni²⁺) = 0,01 моль/л, а φ⁰(Ni²⁺|Ni) = -0,25 В.

Решение.

Электродный потенциал рассчитываем по уравнению Нернста: $E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + (0,059/n) \cdot \lg(C_{Me^{n+}})$.

$$E_{Ni^{2+}/Ni} = -0,25 + (0,059/2) \cdot \lg(10^{-2}) = -0,309 \text{ В.}$$

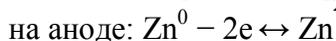
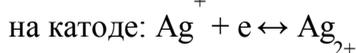
Пример 3. Рассчитать ЭДС элемента:



Концентрации ионов в растворе соответственно равны C(Zn²⁺) = 0,01 моль/л, C(Ag⁺) = 0,001 моль/л. Написать уравнения электродных реакций.

Решение. ЭДС элемента равна разности равновесных потенциалов положительного и отрицательного электродов. На основании таблицы приложения можно заключить, что положительным электродом будет серебро, отрицательным – цинк: $E^0_{Zn^{2+}/Zn} < E^0_{Ag^+/Ag}$.

Реакции на электродах:



Потенциалы металлических электродов рассчитываем по уравнению Нернста:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + (0,059/n) \cdot \lg(C_{Me^{n+}})$$

Подставляя в уравнение значение E⁰ из таблицы приложения и n, получаем:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + (0,059/2) \cdot \lg(10^{-2}) = -0,819 \text{ В};$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 + (0,059/1) \cdot \lg(10^{-3}) = +0,623 \text{ В};$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = 0623 - (-0,819) = 1,442 \text{ В.}$$

Пример 4. Магниевую пластинку опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал магния оказался равен -2,41 В. Вычислить концентрацию ионов магния (моль/л).

Решение. Подобные задачи также решаются на основании уравнения Нернста:

$$-2,41 = -2,37 + \frac{0,059}{2} \lg C,$$

$$-0,04 = 0,0295 \lg C,$$

$$\lg C = -\frac{0,04}{0,0295} = -1,3559 = -2,6441$$

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = 4,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Пример 5. Определить ЭДС гальванического элемента $\text{Ag}|\text{AgNO}_3 (0,001 \text{ М}) || \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ М}) | \text{Ag}$.

Решение. Электрохимическая цепь концентрационная, определяем ЭДС по уравнению для различных концентраций соли:

для $C_1(\text{AgNO}_3)=0,001 \text{ М}$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 + (0,059/1) \cdot \lg(10^{-3}) = +0,623 \text{ В};$$

для $C_2(\text{AgNO}_3)=0,1 \text{ М}$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 + (0,059/1) \cdot \lg(10^{-1}) = +0,741 \text{ В.}$$

Так как $\varphi_{\text{к}} > \varphi_{\text{а}}$, $\text{ЭДС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = 0,741 - 0,623 = 0,118 \text{ В.}$

Задачи для самостоятельной работы

При решении задач использовать прил. 11.

1. Из каких солей: KCl , $AlCl_3$, $Pb(CH_3COO)_2$, $FeSO_4$, $CuSO_4$ – металлы могут быть вытеснены никелем? Какие из этих металлов (K , Al , Pb , Fe , Cu) вытесняют водород из растворов кислот? Объяснить это с точки зрения величин стандартных электродных потенциалов.

2. Металлы опущены в растворы солей. В каком случае произойдут реакции вытеснения:

а) $CuSO_4 + Ag$; б) $AgNO_3 + Pb$; в) $FeCl_3 + Cu$;

г) $AlCl_3 + Zn$; д) $Ba(NO_3)_2 + Fe$.

3. Определить потенциал цинкового электрода, погруженного в 0,001 М раствор $ZnSO_4$ при $t=25^\circ C$.

4. Чему равен электродный потенциал кадмия, опущенного в раствор его соли с концентрацией иона металла 0,005 М?

5. Составить схему гальванического элемента, в котором кадмий является анодом, а серебро — катодом. Написать реакции, протекающие на электродах. Рассчитать значение ЭДС для стандартных условий.

6. Составить схему двух гальванических элементов, в которых бы никель служил сначала катодом, а затем анодом. Написать уравнения реакций, протекающих при работе этих элементов.

7. Написать уравнения электродных процессов, вычислить ЭДС и указать направление движения электронов в гальваническом элементе:

$Zn / Zn^{2+} // Fe^{3+} / Fe$ при условии, что $C_{Fe^{3+}} = C_{Zn^{2+}} = 1$ моль/л.

8. Найти ЭДС элемента, образованного цинковым электродом, опущенным в 0,1 М раствор $ZnSO_4$, и медным электродом, опущенным в 2М раствор $CuSO_4$ при $t=25^\circ C$.

9. Пользуясь рядом напряжений, определить, какая пара металлов даст наибольшую величину ЭДС в гальваническом элементе: а) $Mn-Zn$; б) $Fe-Mn$; в) $Mn-Sn$; г) $Ag-Mn$; д) $Mn-Cu$.

10. В каком гальваническом элементе идет процесс $Pb - 2e^- = Pb^{2+}$: а) свинцово-серебряном; б) свинцово-никелевом; в) свинцово-алюминиевом; г) свинцово-хромовом.

11. По отношению к какому металлу в гальваническом элементе хром будет являться катодом: а) олово; б) цинк; в) марганец; г) железо.

12. Для элемента, состоящего из Cd и Zn электродов, погруженных в растворы соответствующих ионов металлов, составить схему, написать реакции, протекающие на электродах, и вычислить ЭДС (E^0).

13. Для концентрационного элемента, состоящего из двух медных электродов, погруженных в растворы сульфата меди с концентрацией 0,2 и 0,02М, определить: а) анод; б) ЭДС при 25 °С.

14. Для элемента, состоящего из двух редокс-электродов: (Pt)Cr²⁺ / Cr³⁺ // Fe²⁺ / Fe³⁺ (Pt), определить: а) нормальную ЭДС, E^0 ; б) катод; в) направление движения электрического тока.

15. Составить схему гальванического элемента, при работе которого происходит реакция $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$. Какие процессы протекают на электродах при работе этого элемента?

16. Рассчитать ЭДС элемента, образованного кадмиевым электродом, погруженным в 0,01М раствор CdSO₄, и медным электродом, погруженным в 1М раствор CuSO₄. Написать уравнения реакций, протекающих при работе этого элемента.

17. ЭДС элемента, состоящего из медного и цинкового электродов, опущенных в молярные растворы CuSO₄ и ZnSO₄, равно 1,1В. Рассчитать, как изменяется ЭДС, если взять 2 М раствор CuSO₄ и 0,001 М раствор ZnSO₄.

Тема 11. Электролиз

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Последовательность разрядки ионов на катоде.
2. Анодные процессы при электролизе.
3. Законы электролиза.

Электролиз – это совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих при прохождении электрического тока через электрохимическую систему, состоящую из двух электродов и электролита.

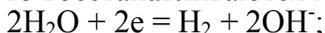
Электрод, на котором происходит восстановление, называется **катодом**, он заряжен отрицательно. Электрод,

на котором происходит окисление, называется **анодом**, он заряжен положительно.

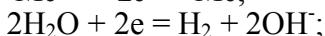
При электролизе водных растворов протекают процессы, связанные с электролизом воды, т.е. растворителя.

Возможные процессы на катоде:

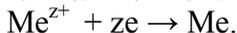
1) если металл находится в ряду напряжений от Li до Al, то восстанавливаются молекулы воды:



2) если металл находится от Al до H₂, то восстанавливаются ионы металла вместе с молекулами воды:



3) если металл находится от Cu до Au, то восстанавливаются только Me^{z+} :

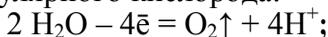


Процессы, протекающие на аноде:

1) если анионы в растворе образованы от бескислородной кислоты, то они легко окисляются, например:



2) если анионы образованы от кислородсодержащей кислоты, то окисляются молекулы воды с образованием молекулярного кислорода:



3) на аноде возможны процессы окисления материала анода: $\text{Me} - ne = \text{Me}^{n+}$.

Количественная характеристика процесса электролиза определяется законами, установленными Фарадеем: масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.

Закон Фарадея выражается следующим уравнением:

$$m = M \cdot I \cdot t / n \cdot F,$$

где m – масса образовавшегося или подвергшегося превращению вещества, г;

M – молярная масса вещества, г/моль

I – сила тока, А;

t – время, с;

n – количество электронов, участвующих в электродном процессе;

F – постоянная Фарадея, 96 500 Кл / моль, т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

Для газообразных веществ, выделяющихся при электролизе, формулу используют в виде:

$$V = V^0 It / n F,$$

где V – объем газа, выделяющегося на электроде;

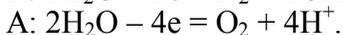
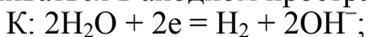
V^0 – объем 1 моля газообразного вещества при нормальных условиях (22,4 л/моль).

⊗ *Решение типовых задач*

Пример 1. Написать уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертным анодом.

Решение. Стандартный электродный потенциал системы $\text{Na}^+ + e = \text{Na}^\circ$ (– 2,71 В) значительно отрицательнее потенциала водородного электрода в нейтральной водной среде (– 0,41 В). Поэтому на катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды, сопровождающееся выделением водорода: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$, а ионы Na^+ , приходящие к катоду, будут накапливаться в прилегающей к нему части раствора (катодное пространство).

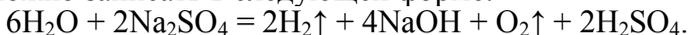
На аноде будет происходить электрохимическое окисление воды, приводящее к выделению кислорода $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e$, поскольку отвечающий этой системе стандартный электродный потенциал (1,23 В) значительно ниже, чем стандартный электродный потенциал (2,01 В), характеризующий систему $2\text{SO}_4^{2-} = \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e$. Ионы SO_4^{2-} , движущиеся при электролизе к аноду, будут накапливаться в анодном пространстве.



Умножая уравнение катодного процесса на два и складывая его с уравнением анодного процесса, получаем суммарное уравнение процесса электролиза:



Приняв во внимание, что одновременно происходит накопление ионов Na^+ в катодном пространстве и ионов SO_4^{2-} в анодном пространстве, суммарное уравнение процесса можно записать в следующей форме:



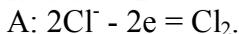
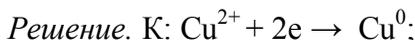
Таким образом, одновременно с выделением водорода и кислорода образуется гидроксид натрия в катодном пространстве и серная кислота в анодном пространстве.

Пример 2. Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 мин выделяет из раствора 2,77 г металла. Найти эквивалентную массу металла.

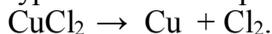
Решение. Решим уравнение Фарадея относительно эквивалентной массы металла и подставим в него данные задачи ($m = 2,77$ г; $I = 2,5$ А; $t = 30$ мин = 1800 с):

$$M_{\text{Э}} = mF / (It) = 2,77 \cdot 96500 / (2,5 \cdot 1800) = 59,4 \text{ г / моль.}$$

Пример 3. Ток силой 6 А пропускали через водный раствор хлорида меди в течение 1,5 ч. Написать уравнение электролиза и вычислить массу выделившегося металла и объем выделившегося газа.



Общее уравнение электролиза: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Cl}_2$;



Массу выделившейся меди находим из уравнения закона Фарадея, имея в виду, что 1,5 ч = 5400 с.

$$m(\text{Cu}) = Mit / nF = 64 \cdot 6 \cdot 5400 / 2 \cdot 96500 = 10,74 \text{ г.}$$

При вычислении объема выделившегося газа представим уравнение закона Фарадея в следующей форме:

$$V = V_{\text{Э}} It / F,$$

где $V_{\text{Э}}$ – эквивалентный объем газа, моль/л, $V_{\text{Э}}$ хлора равен $22,4/2 = 11,2$ моль/л.

$$V(\text{Cl}_2) = 11,2 \cdot 6 \cdot 5400 / 96500 = 3,76 \text{ л.}$$

✍ Задачи для самостоятельной работы

При решении задач использовать прил. 11.

1. Какие процессы идут на катоде и аноде, если подвергнуть электролизу водные растворы следующих солей:

а) LiBr; б) K_3PO_4 ; в) $Ba(NO_3)_2$; г) $FeBr_3$; д) K_2CO_3 ; е) $CoCl_2$; ж) $KMnO_4$; з) $Ca(NO_3)_2$; и) $NiSO_4$; к) $ZnCl_2$; л) KNO_3 .

2. Какие процессы протекают у катода и анода при электролизе раствора $CuSO_4$: а) на угольном аноде; б) на медном аноде.

3. Почему щелочные металлы нельзя получить электролизом водных растворов их солей? Ответ обосновать. Как получить щелочные металлы в свободном состоянии?

4. Составить электронные уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора $NiCl_2$: а) на угольном аноде; б) на никелевом аноде.

5. При электролизе какого раствора на аноде выделяется кислород: а) нитрата свинца; б) хлорида магния; в) иодида калия; г) сульфата натрия.

6. При электролизе какого раствора на катоде выделяется только водород: а) нитрат висмута; б) нитрат кобальта; в) нитрат железа; г) нитрат кальция.

7. Составить схемы электролиза водных растворов $NaCl$ и $NiSO_4$ (на угольном аноде). Какие объемы хлора и кислорода выделяются на аноде, если электролиз вести 30 мин при силе тока 5А?

8. Определить эквивалентную массу и название двухвалентного металла, зная, что при пропускании через раствор его соли тока силой в 5А в течение 30 мин выделилось 2,96 г металла.

9. Определить эквивалентную массу и название двухвалентного металла, если для выделения 1 г этого металла из раствора его соли потребовалось затратить 2966,36 Кл.

10. Составить схему электролиза водного раствора сульфата кадмия при угольном аноде. Сколько граммов кадмия выделится на катоде, если на аноде образуется 1,12 л кислорода при н.у.

11. Какие процессы протекают на электродах при электролизе раствора $ZnSO_4$ (анод угольный)? Какой объем кислорода (при н.у.) образуется на аноде, если на катоде выделится 0,65 г цинка?

12. Какие процессы протекают на электродах при электролизе водного раствора $AgNO_3$ при серебряном аноде? Как изменится масса анода, если через раствор пропускать ток силой 2 А в течение 5 ч?

13. Составить схемы электролиза водного раствора соли $CuCl_2$ (анод угольный). Какие продукты и в каком количестве выделяются на электродах, если электролиз вести 2 ч при силе тока 5 А (количество газа рассчитать в объемных единицах при н.у.).

14. Какие процессы протекают на электродах при электролизе раствора сульфата никеля (электроды никелевые)? Как изменится масса анода, если через этот раствор пропускать ток силой 3 А в течение 2 ч?

15. Сколько электричества нужно пропустить через раствор, чтобы получить 1 т $NaOH$ при электролизе раствора $NaCl$?

16. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составить электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какой объем газов при нормальных условиях выделится на катоде и аноде?

17. Определить силу тока, необходимую для процесса электролиза расплава хлорида свинца в течение 10 ч, чтобы получить 0,5 кг свинца.

18. При электролизе водного раствора хлорида цинка на аноде выделился хлор объемом 26,88 л. Определить массу выделившегося цинка.

19. При электролизе водного раствора сульфата никеля (II) на катоде получили никель массой 177 г. Какой объем кислорода выделится при этом на аноде?

20. Через раствор сульфата цинка пропускали ток в течение 30 мин. При этом выделилось 0,25 г цинка. Вычислить количество электричества. Составить схему электролиза.

21. Составить уравнения реакций электролиза водных растворов следующих веществ: а) $AlCl_3$; б) K_3PO_4 ;

в) $\text{Pt}(\text{NO}_3)_2$; г) Na_2S д) AgNO_3 . Электролиз ведется с инертными электродами.

22. Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе растворов: а) хлорида никеля с никелевым анодом; б) сульфата натрия с цинковым анодом; в) гидроксида калия с графитовыми электродами; г) сульфата железа (II) с графитовыми электродами.

Тема 12. Электрохимическая коррозия металлов

? Вопросы для самостоятельной работы

1. В чем сущность электрохимической коррозии металлов? Почему технический цинк взаимодействует с кислотой более интенсивно, чем химически чистый цинк?

2. Почему технические металлы подвергаются коррозии в большей степени, чем химические чистые металлы? Привести примеры электрохимической защиты металлов от коррозии.

3. Привести характеристику способов защиты металлов от коррозии: анодного покрытия, катодного, метода протекторов.

4. Привести по одному примеру катодного и анодного покрытия никеля и описать схемы процессов.

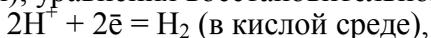
Коррозией металлов называют самопроизвольное разрушение металлов под действием различных окислителей из окружающей среды.

В реальных условиях коррозии обычно подвергаются технические металлы, содержащие примеси других металлов и неметаллических веществ.

Механизм электрохимической коррозии в таких металлах аналогичен механизму процессов, протекающих в короткозамкнутых гальванических элементах, в которых на участках с более отрицательным потенциалом идет процесс окисления (разрушение металлов), а на участках с более положительным потенциалом – процесс восстановления окислителя (коррозионной среды).

Наиболее часто встречаются окислители (деполяризаторы):

- *ионы водорода* (коррозия с водородной деполяризацией); уравнения восстановительного процесса:



$2 \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (в нейтральной и щелочной средах);

- *молекулы кислорода*, растворенные в различных средах; уравнения восстановительного процесса:



$\text{O}_2 + 4\bar{e} + 2 \text{H}_2\text{O} = 4 \text{OH}^-$ (в нейтральной и щелочной средах).

Методика рассмотрения работы гальванопары при электрохимической коррозии.

1. Составляют схему гальванопары:



2. Выписывают стандартные потенциалы металлов и окислителей коррозионной среды (таблица прил. 11), определяют восстановитель (меньший потенциал), окислитель (большой потенциал).

3. Записывают уравнения процессов окисления и восстановления и суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей при гальванокоррозии.

4. Указывают направление движения электронов.

☒ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

Коррозия

Коррозия – процесс самопроизвольного, нежелательного разрушения изделия из металлов (а иногда других материалов) под воздействием окружающей среды.

Цель работы: экспериментальное изучение процессов, протекающих при химической и электрохимической коррозии. Знакомство с различными методами защиты от коррозии.

Опыт 1. Взаимодействие цинка с серной кислотой в отсутствие и при наличии меди.

В фарфоровую чашку налить 2-3 мл раствора серной кислоты и опустить кусочек чистого цинка. Происходит ли выделение водорода? Прикоснуться к поверхности цинка

медной проволокой и наблюдать интенсивное выделение водорода. Вынуть медную проволоку из раствора и убедиться в уменьшении интенсивности выделения водорода. Объяснить причину различной интенсивности выделения водорода, учитывая, что цинк с медью образует гальванический элемент. Написать реакцию взаимодействия цинка с серной кислотой. Составить схему коррозионного гальванического элемента (ГЭ); реакции, протекающие на электродах.

Опыт 2. Активаторы коррозии.

В две пробирки налить $1/3$ объема раствора сульфата меди (CuSO_4), добавить 3-4 капли серной кислоты (H_2SO_4). В обе пробирки опустить алюминиевую проволоку, очищенную наждачной бумагой. В одну из пробирок добавить хлорид натрия. Что наблюдается? Какие анионы являются энергичными активаторами, вызывающими разрушение оксидной пленки на поверхности алюминия? В какой из пробирок происходит вытеснение меди алюминием?

Написать молекулярные и ионные уравнения реакции.

Составить схему коррозионного ГЭ; реакций, протекающих на электродах.

Опыт 3. Коррозия на контакте железо–медь.

1. Качественная реакция на ионы Fe^{2+} .

В пробирку налить 5 мл дистиллированной воды, добавить 2-3 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и столько же раствора FeSO_4 . Образуется осадок турнбулевой сини $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, свидетельствующий о наличии в растворе ионов Fe^{2+} . Составить уравнение реакций.

2. В пробирку налить $1/2$ объема дистиллированной воды. Добавить по три капли раствора хлорида натрия и столько же раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Перемешать растворы стеклянной палочкой. Железный гвоздь очистить наждачной бумагой, обмотать медной проволокой и опустить в пробирку. Что происходит в пробирке через несколько минут? Описать наблюдаемые явления. Составить схему коррозионного ГЭ, анодный и катодный процессы.

Опыт 4. Коррозийная устойчивость оксидной пленки железа.

Тонкую стальную пластинку очистить наждачной бумагой. Один конец пластинки зажать деревянной держалкой, а другой нагреть пламенем горелки. По мере нагревания наблюдают изменение цвета пластинки. Прекратить нагревание пластинки. После охлаждения нанести через 2 см по капле раствора сульфата меди (II).

Отметить различную скорость появления медного пятна. Сделать вывод о защитных свойствах оксидной пленки, образовавшейся на различных участках пластинки, имея в виду, что строение и толщина оксидной пленки на поверхности металла зависят от температуры.

Ⓢ Решение типовых задач

Пример 1. Склепаны два металла. Укажите, какой из металлов подвергается коррозии:

а) Mn – Al ; б) Sn – Bi .

Решение.

а) Al в ряду напряжений находится перед марганцем и имеет более отрицательное значение стандартного электродного потенциала, поэтому при контакте этих двух металлов Al будет анодом, а Mn – катодом. Окисляться, т.е. подвергаться коррозии, будет алюминий.

б) в этом случае корродировать будет олово, так как в ряду напряжений оно расположено впереди висмута и, следовательно, является электрохимически более активным.

Ответ: Al, Sn.

Пример 2. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль анодного покрытия: Pt, Al, Cu, Hg .

Решение. Анодное покрытие – это нанесение на защищаемое изделие электрохимически более активного ме-

талла. Из перечисленных металлов электрохимически более активным (по сравнению со свинцом) является алюминий (см. ряд напряжений металлов).

Ответ: Al.

Пример 3. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль катодного покрытия: Ti, Mn, Ag, Cr.

Решение. Катодное покрытие – это нанесение на защищаемое изделие электрохимически менее активного металла. Из перечисленных металлов электрохимически менее активным (по сравнению со свинцом) является серебро (см. ряд напряжений металлов).

Ответ: Ag.

Пример 4. Укажите продукт коррозии при контакте Zn – Ni в нейтральной среде.

Решение. При контакте двух металлов различной электрохимической активности возникает гальванический элемент. В нейтральной среде его схема выглядит следующим образом:

A (–) Zn | H₂O, O₂ | Ni (+) K.

Так как цинк электрохимически более активен, он будет окисляться (корродировать). На никеле будет протекать восстановительный процесс (в нейтральной среде – кислородная деполяризация):

A (–): Zn – 2e⁻ = Zn²⁺;

K (+): 2H₂O + O₂ + 4e⁻ = 4OH⁻.

Общая реакция коррозии: 2Zn + 2H₂O + O₂ = 2Zn²⁺ + 4OH⁻;

2Zn + 2H₂O + O₂ = Zn(OH)₂.

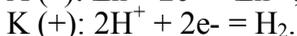
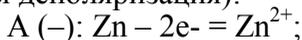
Ответ: Zn(OH)₂

Пример 5. Указать продукт коррозии при контакте Zn – Ni в кислой среде (HCl).

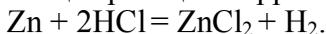
Решение. При контакте двух металлов различной электрохимической активности возникает гальванический элемент. Его схема для кислой среды раствора:

A (–) Zn | HCl | Ni (+) K.

Так как цинк электрохимически более активен, он будет окисляться (корродировать). На никеле будет протекать восстановительный процесс (в кислой среде – водородная деполяризация):



Общая реакция коррозии: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$;



Ответ : $\text{ZnCl}_2, \text{H}_2$

✍ Задачи для самостоятельной работы

При решении задач использовать прил. 11.

1. Железная пластинка, склепанная с медью, погружена в разбавленную H_2SO_4 . На какой пластинке будет выделяться водород? Происходящие электродные процессы отобразить электронными уравнениями.

2. Привести пример анодного и катодного покрытия железа. Составить электронные уравнения процессов, протекающих при нарушении целостности покрытия.

3. Какие процессы протекают при нарушении покрытия луженого и оцинкованного железа? Составить электронное уравнение этих процессов.

4. Какие металлы могут быть защищены от коррозии методом протекторов, если в качестве протектора брать цинк? Какую роль (катода или анода) играет цинк в этом виде защиты металлов от коррозии?

5. Изделие из железа содержит примеси свинца. Объяснить, почему коррозия железа будет идти быстрее, чем в отсутствие примеси свинца. Какие процессы идут при коррозии?

6. Пластины из магния и марганца соединены алюминиевой заклепкой. Какие процессы в присутствии электролита будут идти:

а) в месте контакта Mg-Mn , б) около заклепки.

7. Контакт меди со свинцом находится в растворе HCl . Как будет идти процесс коррозии и на каком из металлов будет выделяться водород?

8. Цинковое изделие содержит примеси алюминия и

олова. Какая из этих примесей «вреднее» с точки зрения коррозии цинкового изделия? Описать возможные процессы в этом изделии.

9. Протектором из какого металла можно защитить железо-никелевый сплав? Описать процессы коррозии в отсутствие и в присутствии протектора.

10. Никелевая пластинка покрыта сначала тонким слоем цинка, а поверх цинка — тонким слоем марганца. Составить схему коррозии:

а) при нарушении слоя марганца;

б) при нарушении второго защитного слоя, цинкового.

11. Свинцовый кабель, лежащий в земле, подвергается коррозии блуждающим током силой 50 А. Кабель выйдет из строя, когда растворится 2,5 кг свинца. Сколько времени сможет работать кабель?

12. Медная шина защищена цинковым протектором. Сколько времени будет работать протектор массой 15 кг, если сила коррозионного тока составляет 0,04 А? Привести схему процессов коррозии.

13. В качестве протектора для защиты медной шины использована болванка массой 25 кг. Сколько времени будет работать протектор, если сила коррозионного тока составляет 0,03 А? Составить схему процесса коррозии.

14. Трамвайный рельс подвергается коррозии блуждающим током силой 22 А. Через какое количество времени придется менять рельс, если потеря массы при этом составляет 12 кг?

15. За сколько времени полностью разрушится за счет коррозии выброшенная консервная банка (Fe–Sn), если масса железа составляет 45 г (массой олова пренебречь), а сила коррозионного тока будет 0,01 А?

16. Сколько времени будет работать цинковое покрытие на оцинкованном листе кровельного железа, если защищающая масса цинка 0,4 кг, а сила коррозионного тока 0,015 А?

17. Оцинкованное железо при нарушении цинкового покрытия начинает разрушаться само после растворения 40% площади покрытия. Сколько времени будет осуществляться защитное действие цинкового покрытия, если исходная масса покрытия 400 г, а сила коррозионного тока

0,02 А?

18. Сплав Cu–Pb подвергается коррозии блуждающим током силой 120 А. За сколько времени полностью растворится 18 кг этого сплава (содержит 15% Pb)?

19. Пластины из меди и никеля соединены алюминиевыми заклепками. Описать процессы коррозии, идущие:

а) на границе медь–никель;

б) на контактах Cu–Al и Ni–Al.

20. Какая из примесей более опасна для железа как конструкционного материала — медь или магний? Описать коррозионные процессы, идущие в том и в другом случаях.

Раздел 5. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Тема 13. Органические соединения

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Номенклатура. Основные понятия органической химии.
2. Классы органических соединений.
3. Органические реакции.

Алканы – углеводороды с одинарными связями.

Алкены – углеводороды, содержащие одну двойную связь.

Диены – углеводороды, содержащие две двойных связи.

Алкины – углеводороды, содержащие в своем составе тройную связь.

В алканах все σ -сигма связи (C–C и C–H) прочные, поэтому при обычных условиях они обладают большой химической инертностью. Для них характерны реакции замещения. Особенно важны реакции с галогенами. Замещение водорода легче идет у третичного и вторичного атомов углерода. Необходимо уметь применять правило Марковникова в реакциях присоединения у алкенов и алкинов.

Спирты являются производными углеводородов, в молекуле которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксильными группами – OH. Спирты не обладают ярко выраженными кислотными или основными свойствами, они амфотерны.

Альдегиды и кетоны обладают большой реакционной способностью, которая объясняется наличием двойной связи в карбонильной группе =C=O.

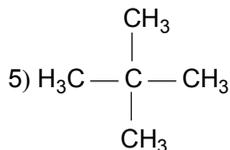
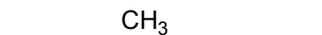
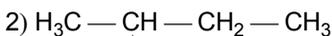
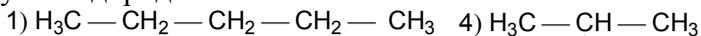
Карбоновые кислоты имеют функциональную группу –COOH.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Написать структурные формулы углеводородов:

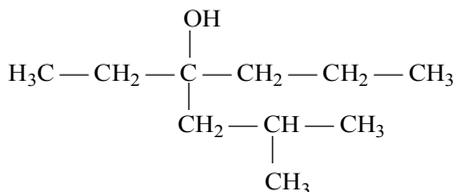
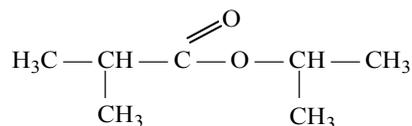
- а) 2,5-диметилгексан; б) 3-метил-3-этилпентан;
в) 2,2,3,3-тетраметилпентан; г) 2-метил-3-изопропилгексан.

2. Назвать по международной номенклатуре следующие углеводороды:



3. Написать структурную формулу 2-хлор-3,3-диметилбутана.

4. Дать названия по международной номенклатуре следующим соединениям:

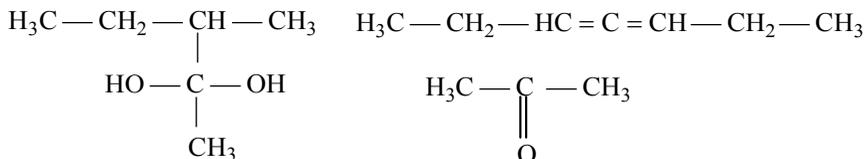


5. Написать структурные формулы следующих соединений:

- а) 2-метилбутадиен-1,3;

- б) 3-метилгексин-1;
 в) 2-метилпентаналь;
 г) 2,2,6-триметилгептанон-4.

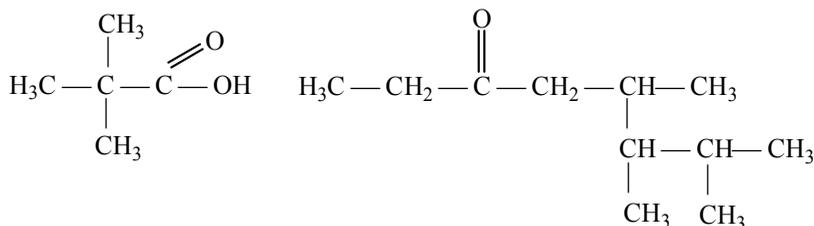
6. Дать названия по международной номенклатуре следующим соединениям:



7. Написать структурные формулы следующих соединений:

- а) 4,4-диметилгексадиол-2,3;
 б) 2,3,3-триметилбутаналь;
 в) 1,2,2-трибром-3,4-диметилгексан;
 г) 5-этилгептадиен-1,3,6.

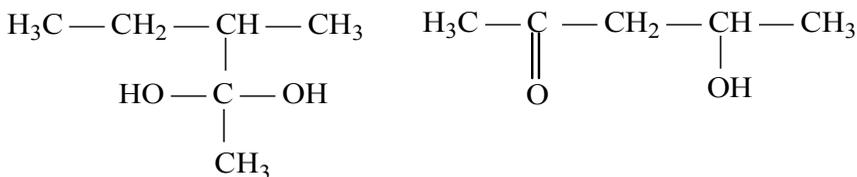
8. Дать названия по международной номенклатуре следующим соединениям:



9. Написать структурные формулы следующих соединений:

- а) 3,3,4,4-тетрахлорбутанон;
 б) 3-метил-4-хлорпентин-1;
 в) 2,3,7-триметил-5-этилоктан;
 г) 5,5,6-трихлор-2,3,4-триметилгексановая кислота.

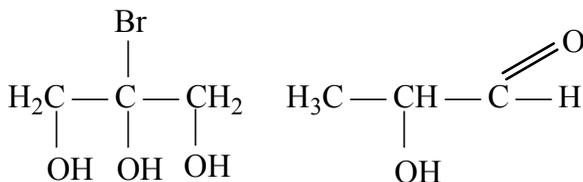
10. Дать названия по международной номенклатуре следующим соединениям:



11. Написать структурные формулы следующих соединений:

- а) 3,3-диметилпентадиен-1,4;
- б) 2-нитро-2,3-диметилбутан;
- в) 4,5-диметил-4-этилгексаналь;
- г) 2,2-диизобутандиовая кислота.

12. Дать названия по международной номенклатуре следующим соединениям:



13. Написать реакции хлорирования и нитрования 3-метилпентана. Назвать полученные соединения.

14. Написать реакцию гидратации и гидрирования углеводорода: 3-метилпентен-1. Назвать полученные соединения.

15. Получить любым способом бутен-1 и написать его реакции взаимодействия с H_2 , H_2O , HCl . Назвать полученные соединения.

16. Написать реакцию гидрирования и гидратации углеводорода: 2,4-диметилпентен-1. Назвать полученные соединения.

17. Написать реакцию дегидратации 2-метилпентанола-3. Назвать полученное соединение.

18. Какие алкены образуются при дегидратации:

- а) 2-метилпентанол-2;
- б) 2,3-диметилбутандиол-2,3.

19. Написать реакции внутримолекулярной и межмолекулярной дегидратации бутанол-2.

20. Написать реакции взаимодействия бутадиена-1,3 с H_2 ; Cl_2 . Назвать полученные соединения.

Тема 14. Полимеры

? Вопросы для самостоятельной работы

1. Полимерное состояние вещества.
2. Синтез полимеров.
3. Классификация органических полимеров.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Написать структурную формулу простейшей непредельной одноосновной карбоновой кислоты и уравнение реакции взаимодействия этой кислоты с метиловым спиртом. Составить схему полимеризации образовавшегося продукта.

2. Как из карбида кальция и воды получить винилацетат, применив реакцию Кучерова? Написать уравнения реакций. Составить схему полимеризации винилацетата.

3. Какие соединения называют аминами? Составить схему поликонденсации адипиновой кислоты и гексаметилендиамина. Назвать образовавшийся полимер.

4. Полимером какого непредельного углеводорода является натуральный каучук? Написать структурную формулу этого углеводорода. Как называют процесс превращения каучука в резину? Чем по строению и свойствам различаются каучук и резина?

5. Написать уравнения реакций получения ацетилен, превращения ацетилен в ароматический углеводород. При взаимодействии какого вещества с ацетиленом образуется акрилонитрил? Составить схему полимеризации акрилонитрила.

6. Написать структурную формулу метакриловой кислоты. Какое соединение получается при взаимодействии ее с метиловым спиртом? Написать уравнение реакции. Составить схему полимеризации образующегося продукта.

7. Какие углеводороды называют диеновыми? Привести пример. Какой общей формулой выражают состав диеновых углеводородов? Составить схему полимеризации одного из диеновых углеводородов.

8. Какие соединения называют олефинами? Привести их общую формулу и схему полимеризации одного из них.

9. Какой общей формулой выражают состав этиленовых углеводородов? Какие химические реакции наиболее характерны для них? Что такое полимеризация, поликонденсация? Чем отличаются друг от друга эти реакции?

10. Каковы различия в свойствах предельных и непредельных углеводородов? Составить схему образования каучука из дивинила и стирола. Что такое вулканизация?

11. Какие соединения называют аминокислотами? Написать формулу простейшей аминокислоты. Составить схему поликонденсации аминокaproновой кислоты. Как называют образующийся при этом полимер?

12. Какие соединения называют альдегидами? Указать их важнейшие свойства. Что такое формалин? Составить схему получения мочевиноформальдегидной смолы.

13. Как называют углеводороды, представителем которых является изопрен? Составить схему сополимеризации изопрена и изобутилена.

14. Какие соединения называют элементарноорганическими, кремнийорганическими? Указать важнейшие свойства кремнийорганических полимеров. Как влияет на свойства кремнийорганических полимеров увеличение числа органических радикалов, связанных с атомами кремния?

15. Какие соединения называют диолефинами? Составить схему полимеризации одного из диолефинов. Указать три состояния линейных полимеров. Чем характеризуется переход из одного состояния в другое?

16. Написать уравнение реакции дегидратации пропилового спирта. Составить схему полимеризации полученного углеводорода.

17. Какие полимеры называют стереорегуляр-

ными? Чем объясняется более высокая температура плавления и большая механическая прочность стереорегулярных полимеров по сравнению с нерегулярными полимерами?

18. Как получают в промышленности стирол? Привести схему его полимеризации. Изобразить при помощи схем линейную, трехмерную структуры полимеров.

19. Какие полимеры называются термопластичными, термореактивными? Привести примеры.

Тестовые задания

1. Продукт вулканизации каучука, содержащий менее 5% серы, называется:
а) резина
б) резол
в) эбонит
г) новоллак
2. Реакция синтеза полимеров, протекающая с образованием низкомолекулярных соединений, называется:
а) полиприсоединение
б) поликонденсация
в) сополимеризация
г) полимеризация
3. Мономером для получения органического стекла является:
а) винилацетат
б) метилметакрилат
в) 1,1,2,2-тетрафторэтилен
г) изопрен
4. Полимер, образующийся при полимеризации мономера C_3H_6 , называется:
а) полиэфир
б) полистирол
в) полипропилен
г) полиэтилен
5. Полимеры, в молекуле которых звенья цепи располагаются в пространстве в определённом порядке, называются:
а) стереорегулярными
б) сетчатыми
в) разветвлёнными
г) линейными
6. Число мономерных звеньев, образующих макромолекулы полимера, называется степенью:
а) полимеризации
б) упорядоченности
в) стереорегулярности
г) кристалличности
7. Одна из главных структурных единиц РНК имеет формулу:
а) $C_{12}H_{22}O_4$
б) $C_5H_{10}O_5$
в) $C_5H_{10}O_4$
г) $C_6H_{12}O_6$

8. Структурное звено $-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-$, существует в макромолекуле каучука:

- а) изопренового;
- б) бутадиенового;
- в) хлорпренового.

9. Уравнение получения полиакрилонитрила имеет вид:

- а) $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{N}\rightarrow[-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CN})-]_n$
- б) $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{N}\rightarrow[-\text{CH}=\text{CH}(\text{C}\equiv\text{N})-]_n$
- в) $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}\rightarrow[-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{COOH})-]_n$
- г) $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{OH}\rightarrow[-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OH})-]_n$

10. В промышленности методом поликонденсации получают:

- а) поливинилхлорид
- б) нейлон
- в) каучук
- г) тефлон

11. Полимеры, которые обладают во всём диапазоне их эксплуатации высокоэластичными свойствами, называются:

- а) пластики
- б) резолы
- в) эластомеры
- г) фибриллы

12. Мономерным звеном природного каучука является:

- а) акрилонитрил
- б) дивинил
- в) изопрен
- г) хлоропрен

13. Ацелированием природного полимера целлюлозы получают:

- а) ацетатный шелк
- б) нейлон
- в) резину
- г) капрон

14. Высокоэластичное состояние полимеров обусловлено:

- а) гибкостью молекул и способностью к релаксации
- б) кристалличностью и наличием кратных связей
- в) сетчатой структурой
- г) аморфностью и низкой текучестью макромолекул

15. Антипригарное покрытие тефлон является полимером, формула которого:

- а) $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)$
- б) $(-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)-)_n$
- в) $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$
- г) $(-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CN})-)_n$

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Практикум по химии предназначен для изучения дисциплины «Общая химия» с элементами органической и аналитической химии и ориентирован на студентов инженерного профиля. Рассмотрены лабораторные работы, выполняемые студентами в семестре, задачи для самостоятельной работы. Приведены кратко основные законы, определения и формулы по ходу изложения тем, на что студентам необходимо обратить внимание в первую очередь.

Особенностью данного практикума является отсутствие заданий по аналитической химии. Студентам необходимо по учебнику изучить эти вопросы.

Увеличение эффективности сельского хозяйства невозможно без химизации агропромышленного комплекса. Химизация сельского хозяйства означает использование удобрений, ядохимикатов, консервантов, биохимических стимуляторов и ингибиторов роста растений и животных, учет и регулирование кислотности почвы, умелое использование поверхностно-активных веществ.

Роль развития химии как науки в технологическом обслуживании и ремонте машин – одна из ключевых. История познания химических свойств вещества, история практического овладения ими тесно переплеталась с историей развития автомобилей.

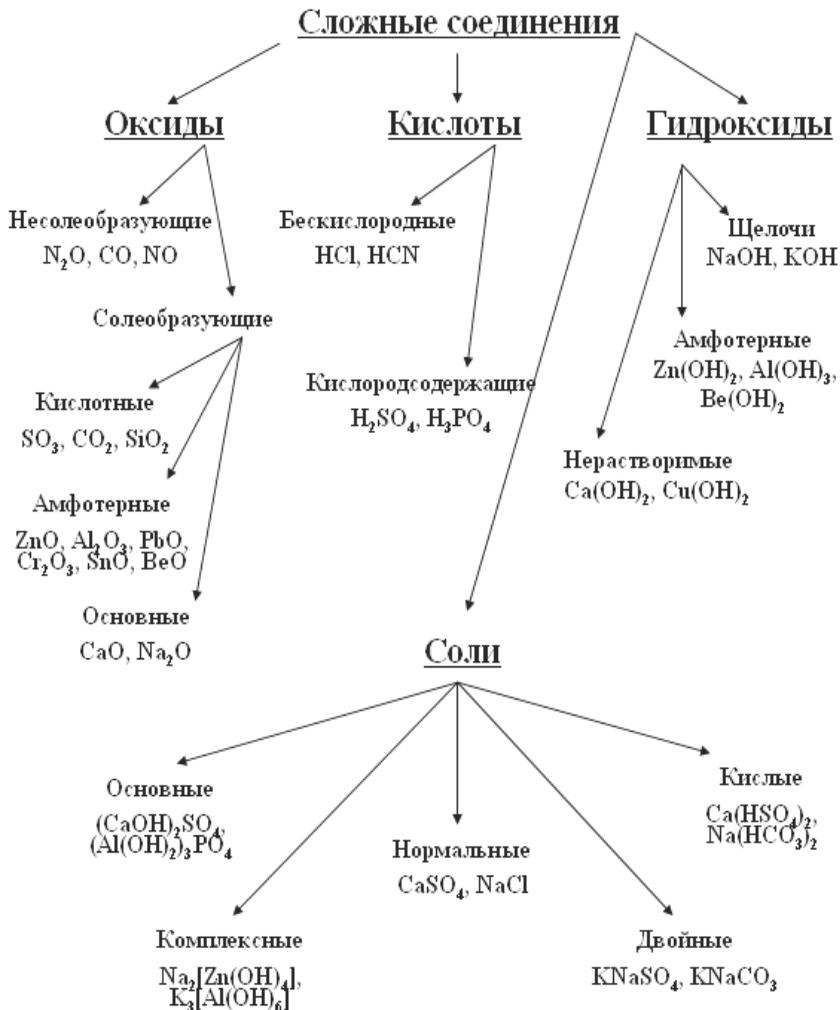
Химической науке в ее современном развитии предстоит выяснить процессы образования новых лакокрасочных материалов, нефтяных продуктов, резиновых изделий, вооружить агропромышленность новыми синтетическими препаратами. Достижения химии, химические законы выступают как одна из важнейших составных частей концепции современного машиностроения.

В пособии приведен список литературы для самостоятельной работы, которая поможет более глубоко изучить рассмотренные темы.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Основные классы неорганических соединений



Номенклатура кислот и средних солей

Название кислоты	Формула	Название соли	
		тривиальная 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	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромово-кислые	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
Угльная	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	$H_2C_2O_4$	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 3

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

Значения криоскопических и эбуллиоскопических постоянных некоторых растворителей

Растворитель	K_k	K_e
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,1	2,57
Этиловый спирт	-	1,16
Диэтиловый эфир	1,73	2,02

Примечание: K_k – криоскопическая константа;
 K_e – эбуллиоскопическая константа;

Деление электролитов по силе

Сильные $\alpha \geq 30\%$	Средней силы $3\% < \alpha < 30\%$	Слабые $\alpha < 3\%$
		H ₂ O
Кислоты		
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₃ , HClO ₄ , HMnO ₄ , H ₂ CrO ₄	HF, HClO ₂ , H ₃ PO ₄	H ₂ S, H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , HCN, HNO ₂ , CH ₃ COOH, HClO, H ₃ BO ₃
Основания		
NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , CsOH	LiOH, Mg(OH) ₂	NH ₄ OH, Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ и все остальные гидро- ксиды
Соли		
NaCl, Al ₂ (SO ₄) ₃ и многие другие с ионной кристал- лической решет- кой	Различные соли в зависимости от разбавления рас- творя	Mg(CN) ₂ , ZnCl ₂ , HgCl ₂ , Fe(SNC) ₃ и другие соли многозарядных ионов

**Растворимость солей, кислот и гидроксидов
(оснований) в воде**

Катионы	Анионы											
	OH ⁻	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 7

**Концентрации катионов водорода, гидроксид-ионов,
pH и pOH для разбавленных водных растворов кислот,
оснований, солей**

Среда	$[H^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH
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 8

Важнейшие индикаторы

Название индикатора	Цвет индикатора в различных средах		
	в кислой	в нейтральной	в щелочной
Метиловый оранжевый	Красный (pH < 3,1)	Оранжевый (3,1 < pH < 4,4)	Желтый (pH > 4,4)
Метиловый красный	Красный (pH < 4,2)	Оранжевый (4,2 < pH < 6,3)	Желтый (pH > 6,3)
Фенолфталеин	Бесцветный (pH < 8,0)	Бледно-малиновый (8,0 < pH < 9,8)	Малиновый (pH > 9,8)
Лакмус	Красный (pH < 5,0)	Фиолетовый (5,0 < pH < 8,0)	Синий (pH > 8,0)

Приложение 9

*Термодинамические характеристики некоторых
веществ (стандартные условия)*

Вещество	ΔH^0_{298} образования, кДж/моль	S^0_{298} Дж/К·моль	ΔG^0_{298} кДж/моль
Ag Br	-100,4	107,1	-96,9
Ag Cl	-127,0	96,3	-109,8
Al ₂ O ₃	-1676,0	50,9	-1582,0
Al ₂ (SO ₄) ₃	-3791,0	583,2	-3205,0
Br ₂	30,9	245,5	3,1
C(графит)	0	5,7	0
CH ₄	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₂	226,8	200,8	209,2
CO	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂	-393,5	213,7	-394,4
Cl ₂	0	222,9	0
Fe	0	27,3	0
FeO	-264,8	60,8	-244,3
Fe ₂ O ₃	-822,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄	-1117,1	146,2	-1014,2
FeS ₂	-178,2	52,9	-166,9
H ₂	0	130,5	0
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
NH ₃	-46,2	192,6	-16,7
NO	90,3	210,6	86,6
NO ₂	33,5	240,2	51,5
O ₂	0	205,0	0
SO ₂	-296,9	248,1	-300,2
SO ₂ Cl ₂ (г)	-212,5	309,8	-198,3

**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					

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы металлов в водных растворах

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
$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	1,50

Библиографический список

Основной

1. Глинка Н.Л. Общая химия. — М.: Юрайт, 2012. — 898 с.

Дополнительный

1. Князев Д.А., Неорганическая химия.: Учебник / Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. – М.: Юрайт, 2012.- 592 с.
2. Иванов В.Г. Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева – М.:КУРС. Инфра-М-2014.- 256с. (ЭБС Инфра-М)
3. Органическая химия. Краткий курс: Учебное пособие/Иванов В.Г., Гева О.Н. – М.: Курс, НИЦ ИНФРА-М, 2015.-222с.
4. Аналитическая химия. Учебник / Н.И. Мовчан, Р.Г. Романова, Т.С. Горбунова и др – М.: НИЦ ИНФРА-М. -2016.- 394с. (ЭБС Инфра-М)

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
Введение	4
Раздел 1. Химические системы	11
Тема 1. Общая характеристика химических элементов и их соединений	11
Тема 2. Концентрации растворов	14
Лабораторная работа № 1. Приготовление раствора поваренной соли (NaCl) заданной концентрации	15
Тема 3. Свойства разбавленных растворов	19
Тема 4. Реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей	25
Лабораторная работа № 2. Гидролиз солей. Реакции в растворах электролитов	31
Тема 5. Дисперсные системы	34
Раздел 2. Основные закономерности химических превращений	39
Тема 6. Термодинамика химических процессов	39
Тема 7. Скорость химических реакций и химическое равновесие	44
Лабораторная работа № 3. Влияние различных факторов на скорость химических реакций	46
Раздел 3. Строение вещества	52
Тема 8. Строение атома и химическая связь	52
Раздел 4. Электрохимия	57
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции	57
Лабораторная работа № 4. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	59
Тема 10. Химические источники тока	64
Тема 11. Электролиз	70
Тема 12. Электрохимическая коррозия металлов	76
Лабораторная работа № 5. Коррозия	77
Раздел 5. Теоретические основы органической химии	83
Тема 13. Органические соединения	83
Тема 14. Полимеры	87
Заключение	91
Приложения	92
Библиографический список	101

Составители: Бокова Татьяна Ивановна
Васильцова Ирина Васильевна
Кусакина Наталья Алексеевна

ХИМИЯ

Практикум
для студентов
инженерных направлений

Редактор Т.К. Коробкова
Компьютерная верстка В. Н. Зенина

Подписано в печать 31 июля 2017 г.
Формат 60x84 1/16
Объем 5,1 уч.-изд.л., 6,75 усл. печ.л. Тираж 100 экз.
Заказ № 1843

Издательство НГАУ «Золотой колос»
630039, Новосибирск, ул. Добролюбова, 160, оф.106
тел.: (383) 267-09-10, 2134539@mail.ru