

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Шебзухов Тимур Александрович

Должность: Директор Пятигорского института (филиал) Северо-Кавказского
федерального университета

Дата подписания: 12.09.2023 17:32:11

Уникальный программный ключ:

d74ce93cd40e39275c3ba2f58486412a1c8ef96f

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Пятигорский институт (филиал) СКФУ

Методические указания

по выполнению практических работ

по дисциплине «ХИМИЯ»

для студентов направления подготовки 13.03.02 Электроэнергетика и электротехника

Передача и распределение электрической энергии в системах электроснабжения

(ЭЛЕКТРОННЫЙ ДОКУМЕНТ)

Методические указания предназначены для практических работ по дисциплине «Химия» студентов направления подготовки: 13.03.02 Электроэнергетика и электротехника. Профиль подготовки: Передача и распределение электрической энергии в системах электроснабжения. Квалификация выпускника – бакалавр.

Методические указания содержат необходимый теоретический материал по изучаемой теме, задания для выполнения работы, список рекомендуемой литературы.

Протокол № ____ от «____» _____ 201__ г.

Заведующий кафедрой технологии
продуктов питания и товароведения

Е.Н. Холодова

СОДЕРЖАНИЕ

Содержание

Введение
Практическая работа №1
Практическая работа №2
Практическая работа №3
Практическая работа №4
Практическая работа №5
Практическая работа №6
Практическая работа №7
Практическая работа №8
Практическая работа №9

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Безопасность жизнедеятельности» осваивается студентами в течение 81 часа. Часть этого времени (40,5 часов) отводится на самостоятельную, или внеаудиторную, работу студентов, другая часть (40,5 часов) – это аудиторные формы работы (лекционные, практические и лабораторные занятия), которые организуются непосредственно преподавателем.

Практическое занятие является важнейшей формой усвоения знаний. Очевидны три структурные его части: предваряющая (подготовка к занятию), непосредственно сам семинар (обсуждение вопросов темы в группе) и завершающая часть (после семинарская работа студентов по устранению обнаружившихся пробелов в знаниях).

Не только семинар, но и предваряющая и заключающая его части являются необходимыми звеньями целостной системы усвоения вынесенной на обсуждение темы.

Семинарское занятие является средством проверки знаний, отработки навыков самостоятельного изучения материалов по дисциплине, работы с литературой, умения логично и последовательно излагать усвоенный материал. Выступая на семинарском занятии, слушатели должны показать умение выделить основные положения, иллюстрировать их применение, а также делать практически значимые выводы из теоретических положений.

Ко всем темам семинарских занятий дан перечень наиболее важных вопросов, необходимых для усвоения, а также приведен список основной и дополнительной литературы, необходимой для изучения.

Для лучшего усвоения материала необходимо вести конспект в отдельной тетради. Такой конспект может быть в форме плана ответов по каждому вопросу темы, а в некоторых случаях и кратким ответом (со ссылками на соответствующий источник: нормативный материал или литературу).

На семинарском занятии большое внимание уделяется рассмотрению не только теоретических вопросов, но и выполнению практических упражнений, направленных на выработку умений и навыков культурной речи. К каждому семинарскому занятию студент подбирает материалы из методической литературы, СМИ, Интернета.

Рекомендуется в отдельной тетради вести словарь терминов (в алфавитном порядке) с пояснениями к ним.

Если слушатель не подготовился к семинарскому занятию или пропустил его по какой-то причине (в том числе и по болезни), он обязан во внеурочное время отчитаться по этой теме перед преподавателем, ведущим занятие в группе. При возникновении трудностей при изучении курса, необходимо посетить консультацию преподавателя, ведущего занятия, в соответствии с графиком консультаций, который имеется на кафедре Туризма и гостиничного дела.

При подготовке к семинарским занятиям по всем темам слушатели должны изучить:

- рекомендованную в плане семинарских занятий основную литературу;
- рекомендованную в плане семинарских занятий дополнительную литературу;
- нормативно-правовую документацию в области охраны труда и гражданской обороны.

Формируемые компетенции:

Код	Формулировка
ОПК-2	Способен применять соответствующий физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач ИД-7 _{ОПК-2} Демонстрирует понимание химических процессов

План практических занятий

№ темы дисциплины	Наименование тем практических занятий	Объем часов (астр.)	Интерактивная форма проведения
1	Основные понятия химии. Закон эквивалентов. Газовые законы	1,5	
2	Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева	1,5	
3	Химическая связь. Основные характеристики. Виды химических связей	1,5	
4	Основные понятия термодинамики. Химическая термодинамика	1,5	
5	Химическая кинетика. Химическое равновесие	1,5	
6	Общие свойства растворов	1,5	
7	Растворы электролитов	1,5	
8	Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические системы	1,5	
9	Элементы органической химии. Органические, элементоорганические и неорганические полимеры	1,5	
	Итого за 3 семестр:	13,5	
	Итого:	13,5	

Практическое занятие № 1.

Основные понятия химии. Закон эквивалентов. Газовые законы.

Цель: Изучить закон сохранения массы и энергии. Основные понятия: химический элемент, атом, молекула, относительная атомная и молекулярная масса, простое и сложное вещество, количество вещества, моль, молярная масса, эквивалент, молярная масса эквивалента, Основные количественные законы химии: закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон кратных отношений. Методы определения молекулярной и атомной массы.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2}.

Теоретическая часть:

Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава вещества. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Закон объемных отношений. Закон Бойля-Мариотта, Гей-Люссака. Закон Шарля. Объединенный газовый закон. Закон Авогадро. Молекулярные массы газов и паров.

Стехиометрические законы химии

1) Закон сохранения массы веществ: (М.В.Ломоносов, 1748г): масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

$Pb + O_2 = PbO$ (в реторте)

2) Закон постоянства состава: (Пруст, 1808г) – всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

3) С помощью значения относительной плотности были определены относительные молекулярные массы и уточнены составы молекул многих газообразных веществ.

Молекулярная масса может быть вычислена также по уравнению состояния идеального газа или Уравнения Клапейрона-Менделеева.

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad \text{или} \quad PV = \nu R t \quad \left(\nu = \frac{m}{M} \right)$$

P – давление газа в замкнутой системе

V – объем системы (м³)

m – масса газа (кг)

M – молярная масса

T – абсолютная t° в Кельвинах

R – универсальная газовая постоянная

P = 101,325 кПа

Используемые величины:

$$R = \frac{0,082 \text{ атм} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 1,935 \left(\frac{\text{ккал}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right)$$

Основные газовые законы химии:

1) Бойля–Мариотта при постоянной t°, давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}, \quad t^\circ - \text{const.}$$

2) Гей-Люссака при постоянном давлении объем газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}, \quad \text{при } P - \text{const.}$$

3) Шарля: при постоянном объеме давление газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре.

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}, \quad \text{при } V - \text{const.}$$

4) Объединенный закон Бойля-Мариотта, Гей-Люссака и Шарля:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$$

Парциальным давлением газа в смеси называется давление, производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем все газовой смеси.

Общее давление газовой смеси равно Σ парциальных давлений.

3. Закон кратных отношений.

Если два элемента образуют друг с другом несколько соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходятся такие массы другого, которые относятся как небольшие целые числа.

FeO Fe₂O₃

w(Fe) = 78%	Fe – x
w(O) = 22%	O – y
x : y - ?	x : y

Fe : O = FeO – простейшая формула.

4) *Закон эквивалентов*: (открыт в конце XVIIIв.) – вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\Xi_1}{\Xi_2}$$

Эквивалент – химическим эквивалентом элемента называется такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Химический эквивалент не является постоянной величиной, он зависит от валентности элемента.

К середине XIX века в химии сложился свой язык, который был узаконен на первом международном съезде химиков в 1860 году в г.Карлсруэ (Германия). начальные буквы их латинских наименований O – oxugenium – кислород. Каждое соединение обозначается химической формулой, которая показывает качественный и количественный состав вещества.

Na₂SO₄ – 2 атома Na

↗
1 атом серы

индексы

4 атома кислорода

В практике используются 3 (три) вида формул.

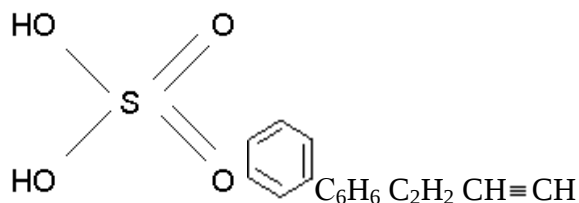
1) *Эмпирическая* (простейшая)

H₂O, NaOH, CH₄, и т.д.

2) *Молекулярная*, которая уточняет эмпирическую и показывает сложные ионы, молекулы или фрагменты, входящие в формулу.

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$; $(NH_4)_2S_2O_8$; C_6H_6

3) Структурная или графическая



$H_2O_2 \quad H - O - O - H \quad H_2SO_4$

Любое химическое превращение одних соединений в другие называется химической реакцией.

4. Закон простых объемных отношений, или «химический» закон (Гей-Люссак, 1808) – объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

5. Закон Авогадро: (Авогадро, 1811г.) – в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (t° и давлении) содержится одинаковое число молекул. Из закона вытекают 2 следствия:

1. 1 моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем – равный 22,4 л. ($t^\circ = 0^\circ C$ и давление $1,01325 \cdot 10^5$ Па). В этом же объеме находится $6,023 \cdot 10^{23}$ молекул газообразного вещества.

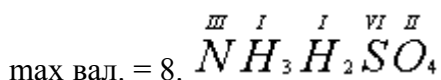
2. Массы равных объемов двух газов, взятых при одинаковом давлении и t° , относятся друг к другу как их молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \text{ также плотности газов относятся как их относительные молекулярные массы:}$$

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{Mr_1}{Mr_2} = D, \quad D - \text{относительная плотность.}$$

6. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева.

Для правильного написания химических формул надо знать валентность элементов или степень окисления. Валентностью называется способность атомов данного элемента присоединять или замещать определенное число других атомов.



Вопросы и задания:

1. Корпускулярно-волновой дуализм микрообъектов? Формула Де Бройля. Соотношение Гейзенберга.

2. Физический смысл волновой функции? Характеристика волновой функции с помощью квантовых чисел.

3. Главное квантовое число n. Уровень. Число уровней у атома данного химического

элемента?

4. Орбитальное квантовое число l Подуровень. Обозначения подуровней. Число подуровней на данном уровне.
5. Магнитные квантовые числа m_l и m_s . Значения, принимаемые этими квантовыми числами. Орбиталь. Форма орбиталей. Число орбиталей на данном подуровне.
6. Правило Паули. Максимальное число электронов на орбитали, подуровне, уровне?
7. Правило наименьшей энергии.
8. Правило Клечковского. Графическая форма этого правила. Исключения из правила Клечковского для элементов I-IV периодов.
9. Правило Гунда.
10. Порядок написания подуровней в электронной формуле?
11. Электронные формулы положительного или отрицательного иона данного элемента?
12. Периодический закон Д.И.Менделеева. Физический смысл периодического закона?
13. Изменения радиусов атомов, их металлических и неметаллических свойств, их энергий ионизации и относительных электроотрицательностей в периодах и группах (главных подгруппах)?

Задачи и упражнения

1. Ядро атома некоторого элемента содержит 9 протонов и 10 нейтронов. Какой это элемент? Определите массовое число этого изотопа.
2. Принимая, что хлор состоит на 75% из изотопа ^{35}Cl и на 25% из изотопа ^{37}Cl , определите атомную массу хлора.
3. Напишите символы подуровней, которые характеризуются следующими значениями квантовых чисел: а) $n=3, l=2$; б) $n=4, l=2$; в) $n=2, l=0$; г) $n=5, l=3$; д) $n=6, l=1$; е) $n=4, l=0$.
4. Напишите электронные формулы следующих атомов с помощью символов и с помощью квантовых ячеек: а) C; б) Al; в) S; г) Ca; д) Ni; е) Se. Определите квантовые числа (n и l) для последнего электрона каждого атома.
5. Напишите электронные формулы атомов хрома и меди. Почему электронные формулы этих атомов не соответствуют правилу Клечковского?
6. Напишите электронные формулы следующих ионов а) Br^- ; б) Mg^{2+} ; в) P^{3-} ; г) Fe^{2+} ; д) Fe^{3+} ; е) Cu^{2+} .
7. Напишите электронные формулы в следующих степенях окисления а) S^{-2} ; б) S^0 ; в) S^{+4} ; г) S^{+6} . Приведите примеры соединений серы в этих степенях окисления. Какие свойства окислительные или восстановительные имеют эти соединения?
8. С помощью периодической таблицы определите, какой элемент более активен: а) Mg или Ca; б) Li или Be; в) C или N; г) P или S; д) Ca или Rb; е) F или S.
9. С помощью периодической таблицы определите, какое соединение более активно: а) LiOH или NaOH; б) H_3BO_3 или H_2CO_3 ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или KOH; г) H_3PO_4 или HNO_3 ; д) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ или $\text{Al}(\text{OH})_3$; е) F или S.

Список литературы:

Основная литература

- 1 Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав федер.ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>
2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское

издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>
2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.

Практическое занятие №2.

Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.

Цель: Изучить строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2}.

Теоретическая часть: Атом состоит из атомного ядра и электронной оболочки. Ядро атома состоит из протонов (p^+) и нейтронов (n^0). У большинства атомов водорода ядро состоит из одного протона. Число протонов $N(p^+)$ равно заряду ядра (Z) и порядковому номеру элемента в естественном ряду элементов (и в периодической системе элементов): $N(p^+) = Z$. Сумма числа нейтронов $N(n^0)$, обозначаемого просто буквой N , и числа протонов Z называется массовым числом и обозначается буквой A . $A = Z + N$. Электронная оболочка атома состоит из движущихся вокруг ядра электронов (e^-). Число электронов $N(e^-)$ в электронной оболочке нейтрального атома равно числу протонов Z в его ядре. Масса протона примерно равна массе нейтрона и в 1840 раз больше массы электрона, поэтому масса атома практически равна массе ядра. Форма атома - сферическая. Радиус ядра примерно в 100000 раз меньше радиуса атома. Химический элемент - вид атомов (совокупность атомов) с одинаковым зарядом ядра (с одинаковым числом протонов в ядре). Изотоп - совокупность атомов одного элемента с одинаковым числом нейтронов в ядре (или вид атомов с одинаковым числом протонов и одинаковым числом нейтронов в ядре). Разные изотопы отличаются друг от друга числом нейтронов в ядрах их атомов.

Строение электронной оболочки атома

Атомная орбиталь - состояние электрона в атоме. Условное обозначение орбитали - .
Каждой орбитали соответствует электронное облако. Орбитали реальных атомов в основном (невозбужденном) состоянии бывают четырех типов: s , p , d и f .

Электронное облако - часть пространства, в которой электрон можно обнаружить с вероятностью 90 (или более) процентов. *Примечание:* иногда понятия "атомная орбиталь" и "электронное облако" не различают, называя и то, и другое "атомной орбиталью".

Электронная оболочка атома слоистая. Электронный слой образован электронными облаками одинакового размера. Орбитали одного слоя образуют электронный ("энергетический") уровень, их энергии одинаковы у атома водорода, но различаются у других атомов. Однотипные орбитали одного уровня группируются в электронные (энергетические) подуровни: *s*-подуровень (состоит из одной *s*-орбитали), *p*-подуровень (состоит из трех *p*-орбиталей), *d*-подуровень (состоит из пяти *d*-орбиталей), *f*-подуровень (состоит из семи *f*-орбиталей). Энергии орбиталей одного подуровня одинаковы. При обозначении подуровней к символу подуровня добавляется номер слоя (электронного уровня), например: $2s$, $3p$, $5d$ означает *s*-подуровень второго уровня, *p*-подуровень третьего уровня, *d*-подуровень пятого уровня. Общее число подуровней на одном уровне равно номеру уровня n . Общее число орбиталей на одном уровне равно n^2 . Соответственно этому, общее число облаков в одном слое равно также n^2 .

Обозначения: - свободная орбиталь (без электронов), - орбиталь с неспаренным электроном, - орбиталь с электронной парой (с двумя электронами).

Порядок заполнения электронами орбиталей атома определяется тремя законами природы (формулировки даны упрощенно):

1. Принцип наименьшей энергии - электроны заполняют орбитали в порядке возрастания энергии орбиталей.
2. Принцип Паули - на одной орбитали не может быть больше двух электронов.
3. Правило Хунда - в пределах подуровня электроны сначала заполняют свободные орбитали (по одному), и лишь после этого образуют электронные пары.

Общее число электронов на электронном уровне (или в электронном слое) равно $2n^2$.

Распределение подуровней по энергиям выражается рядом (в порядке увеличения энергии): $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p \dots$

Валентные электроны - электроны атома, которые могут принимать участие в образовании химических связей. У любого атома это все внешние электроны плюс те предвнешние электроны, энергия которых больше, чем у внешних. Например: у атома Ca внешние электроны - $4s^2$, они же и валентные; у атома Fe внешние электроны - $4s^2$, но у него есть $3d^6$, следовательно у атома железа 8 валентных электронов. Валентная электронная формула атома кальция - $4s^2$, а атома железа - $4s^2 3d^6$.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (естественная система химических элементов).

Периодический закон химических элементов (современная формулировка): свойства химических элементов, а также простых и сложных веществ, ими образуемых, находятся в периодической зависимости от значения заряда из атомных ядер. Периодическая система - графическое выражение периодического закона. Естественный ряд химических элементов - ряд химических элементов, выстроенных по возрастанию числа протонов в ядрах их атомов, или, что то же самое, по возрастанию зарядов ядер этих атомов. Порядковый номер элемента в этом ряду равен числу протонов в ядре любого атома этого элемента. Таблица химических элементов строится путем "разрезания" естественного ряда химических элементов на периоды (горизонтальные строки таблицы) и объединения в группы (вертикальные столбцы таблицы) элементов, со сходным электронным строением атомов. В зависимости от способа объединения элементов в группы таблица может быть длиннопериодной (в группы собраны элементы с одинаковым числом и типом валентных электронов) и короткопериодной (в группы собраны элементы с одинаковым числом валентных электронов). Группы короткопериодной таблицы делятся на подгруппы (главные и побочные), совпадающие с группами длиннопериодной таблицы.

У всех атомов элементов одного периода одинаковое число электронных слоев, равное номеру периода. Число элементов в периодах: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32. Большинство элементов восьмого периода получены искусственно, последние элементы этого периода еще не синтезированы. Все периоды, кроме первого начинаются с элемента, образующего щелочной металл (Li, Na, K и т. д.), а заканчиваются элементом, образующим благородный газ (He, Ne, Ar, Kr и т. д.). В короткопериодной таблице - восемь групп, каждая из которых делится на две подгруппы (главную и побочную), в длиннопериодной таблице - шестнадцать групп, которые нумеруются римскими цифрами с буквами А или В, например: IA, IIIB, VIA, VIIIB. Группа IA длиннопериодной таблицы соответствует главной подгруппе первой группы короткопериодной таблицы; группа VIIIB - побочной подгруппе седьмой группы: остальные - аналогично. Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах.

В периодах (с увеличением порядкового номера):

- увеличивается заряд ядра,
- увеличивается число внешних электронов,
- уменьшается радиус атомов,
- увеличивается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации),
- увеличивается электроотрицательность,

- усиливаются окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"),
 - ослабевают восстановительные свойства простых веществ ("металличность"),
 - ослабевают основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов,
 - возрастает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.
- В группах (с увеличением порядкового номера)
- увеличивается заряд ядра,
 - увеличивается радиус атомов (только в А-группах),
 - уменьшается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации; только в А-группах),
 - уменьшается электроотрицательность (только в А-группах),
 - ослабевают окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"; только в А-группах),
 - усиливаются восстановительные свойства простых веществ ("металличность"; только в А-группах),
 - возрастает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах),
 - ослабевают кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах),
 - снижается устойчивость водородных соединений (повышается их восстановительная активность; только в А-группах).

Вопросы и задания:

1. Предпосылки открытия периодического закона
2. Периодический закон Д. И. Менделеева
3. Значение и развитие периодического закона
4. Периодическая таблица
5. Формы Периодической таблицы
6. Периодичность изменения радиусов атомов химических элементов
7. Периодичность изменения свойств атомов
8. Периодичность свойств простых веществ и соединений
9. Состояние электрона в атоме
10. Заполнение электронных слоёв атомов элементов малых периодов
11. Физический смысл периодического закона

Список литературы:

Основная литература

1. Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав федер.ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>
2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское

издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>
2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.

Практическое занятие №3.

Химическая связь. Основные характеристики. Виды химических связей

Цель: Изучить основные виды химической связи. Ионная химическая связь. Ковалентная связь, её свойства.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2..}

Теоретическая часть:

Химическая связь - явление взаимодействия атомов, обусловленное перекрыванием электронных облаков связывающихся частиц, которое сопровождается уменьшением полной энергии системы.

При образовании ковалентной химической связи важную роль в уменьшении полной энергии играет обменное взаимодействие.

Основной принцип образования молекул из атомов – это стремление к минимальной энергии и к максимальной устойчивости (пример: $H_{(r)} + H_{(r)} = H_{2(r)} + 435 \text{ кДж/моль энергии}$).

Виды химической связи:

1. Ковалентная связь – связь атомов за счет обществления электронной пары с антипараллельными спинами. Ковалентная неполярная связь возникает между неметаллами, разность электроотрицательности между которыми невелика: $0 < D \text{ Э.О.} < 0,4$ (пример: PH_3 ; $\text{Э.О.}(P)=2,1$; $\text{Э.О.}(H)=2,2$; $D \text{ Э.О.}=0,1$). Соответственно ковалентная полярная связь возникает между элементами с большой электроотрицательностью: $0,4 < D \text{ Э.О.} < 2$ (пример: HCl $\text{Э.О.}(H)=2,2$; $\text{Э.О.}(Cl)=3,1$; $D \text{ Э.О.}=0,9$).
2. Ионная связь – это связь между ионами, т.е связь между атомами. Обусловлена электростатическим взаимодействием противоположно заряженных ионов. Рассматривается как отдельный случай ковалентной полярной связи. Для ионной связи $D \text{ Э.О.} > 2$ (пример: $NaCl$ $\text{Э.О.}(Na)=0,9$; $\text{Э.О.}(Cl)=3,1$; $D \text{ Э.О.}=2,2$).
3. Водородная связь – связь, обусловленная положительно поляризованным водородом в молекуле и электроотрицательным атомом другой или той же молекулы.

4. Металлическая связь – связь, обусловленная электростатическим взаимодействием между обобществленными делокализованными валентными электронами и положительно заряженными катионами в узлах кристаллической решетки.

Основные характеристики ковалентной связи:

1. Энергия химической связи ($E_{\text{хс}}$) – определяет прочность связи. Данная энергия необходима для превращения одного моля газообразного (молекулярного) вещества в отдельные газообразные атомы. Энергия ковалентной связи имеет порядок 10-1000 кДж/моль.
2. Длина химической связи ($L_{\text{хс}}$) – расстояние между ядрами химически связанных атомов. Чем короче длина химической связи, тем связь прочнее. Длина химической связи имеет порядок 0,1-0,3 нм.
3. Полярность химической связи – неравномерное распределение электронной плотности между атомами в молекуле из-за разной электроотрицательности. В неполярных молекулах центры тяжести положительных и отрицательных зарядов совпадают. Полярные молекулы являются диполями.
4. Поляризуемость – способность электронной плотности становится полярной в результате действия на молекулу внешнего электрического поля – в частности поля других молекул, вступающих в реакцию.
5. Направленность – определенное направление химической связи, которое возникает в результате перекрывания электронных облаков. Направленность определяется строением молекулы.

Механизм возникновения ковалентной связи:

1. Обменный – механизм возникновения ковалентной связи путем обобществления неспаренных электронов других атомов.
2. Донорно-акцепторный – механизм возникновения ковалентной связи, при котором один атом, имеющий неподеленную электронную пару (донор), предоставляет ее свободную орбиталь другому атому (акцептор).

К межмолекулярным взаимодействиям относятся: ориентационные – диполь-диполь; индукционные – диполь-не диполь и дисперсионные – за счет микродиполей.

Химическая связь, осуществляемая общими электронными парами, возникающих в оболочках связываемых атомов, имеющих антипараллельные спины, называется атомной, или ковалентной связью. Ковалентная связь двухэлектронная и двуцентровая (удерживает ядра). Она образуется атомами одного вида – ковалентная неполярная – новая электронная пара, возникшая из двух неспаренных электронов, становится общей для двух атомов хлора; и атомами разного вида, сходных по химическому характеру – ковалентная

полярная. Элементы с большей электроотрицательностью (Cl) будут оттягивать общие электроны от элементов с меньшей электроотрицательностью (H). Атомы с непарными электронами, имеющими параллельные спины, отталкиваются – химическая связь не возникает. Способ образования ковалентной связи называется обменным механизмом.

Метод молекулярных орбиталей использует представление о молекулярной орбитали, описывая распределение электронной плотности в молекуле.

Молекулярные орбитали – волновые функции электрона в молекуле или другой многоатомной химической частице.

Молекулярная орбиталь (МО) занята одним или двумя электронами. В области связывания состояние электрона описывает связывающая молекулярная орбиталь, в области разрыхления – разрыхляющая молекулярная орбиталь. Распределение электронов по молекулярным орбиталям происходит так же как и распределение электронов по атомным орбиталям в изолированном атоме. Молекулярные орбитали формируются при комбинациях атомных орбиталей. Их число, энергия и форма выводятся исходя из числа, энергии и формы орбиталей атомов – элементов молекулы.

Волновые функции, отвечающие молекулярным орбиталям в двухатомной молекуле, представляют в виде суммы и разности волновых функций, атомных орбиталей, умноженных на постоянные коэффициенты. Это метод вычисления одноэлектронной волновой функции (молекулярные орбитали в приближении линейной комбинации атомных орбиталей).

Энергии связывающих орбиталей ниже энергии атомных орбиталей. Электроны связывающих молекулярных орбиталей находятся в пространстве между связываемыми атомами.

Энергии разрыхляющих орбиталей выше энергии исходных атомных орбиталей. Заселение разрыхляющих молекулярных орбиталей электронами ослабляет связь.

Свойства ковалентной связи. Длина связи – межъядерное расстояние. Чем это расстояние короче, чем прочнее химическая связь. Энергия связи – количество энергии, требующееся для разрыва связи. Величина кратности связи прямо пропорциональна энергии связи и обратно пропорциональна длине связи. Направленность связи – определенное расположение электронных облаков в молекуле. Насыщаемость – способность атома образовывать определенное количество ковалентных связей. Химическая связь, образованная перекрыванием электронных облаков вдоль оси, соединяющей центры атомов, называется сигма-связью. Связь, образованная перекрыванием электронных облаков перпендикулярно оси, соединяющей центры атомов, называется пи-связью. Пространственная направленность ковалентной связи

характеризуется углами между связями. Эти углы называются валентными углами. Гибридизация – процесс перестройки неравноценных по форме и энергии электронных облаков, ведущих к образованию одинаковых по тем же параметрам гибридных облаков. Валентность – число химических связей (*ковалентных*), посредством которых атом соединен с другими. Электроны, участвующие в образовании химических связей, называются валентными. Число связей между атомами равно числу его неспаренных электронов, участвующих в образовании общих электронных пар, поэтому валентность не учитывает полярность и не имеет знака. В соединениях, в которых отсутствует ковалентная связь, имеет местостепень окисления – условный заряд атома, исходный из предположения, что оно состоит из положительно или отрицательно заряженных ионов. К большинству неорганических соединений применимо понятие степень окисления.

Ионная связь - частный случай ковалентной, когда образовавшаяся электронная пара полностью принадлежит более электроотрицательному атому, становящемуся анионом. Основой для выделения этой связи в отдельный тип служит то обстоятельство, что соединения с такой связью можно описывать в электростатическом приближении, считая ионную связь обусловленной притяжением положительных и отрицательных ионов. Взаимодействие ионов противоположного знака не зависит от направления, а кулоновские силы не обладают свойством насыщенности. Поэтому каждый ион в ионном соединении притягивает такое число ионов противоположного знака, чтобы образовалась кристаллическая решетка ионного типа. В ионном кристалле нет молекул. Каждый ион окружен определенным числом ионов другого знака (координационное число иона). Ионные пары могут существовать в газообразном состоянии в виде полярных молекул.

Металлическая:

Металлическая связь возникает в результате частичной делокализации валентных электронов, которые достаточно свободно движутся в решетке металлов, электростатически взаимодействуя с положительно заряженными ионами. Силы связи не локализованы и не направлены, а делокализованные электроны обуславливают высокую тепло- и электропроводность.

Донорно-акцепторная:

Донорно-акцепторная связь – связь в которой электронная пара передается в общее пользование одним атомом (донором) другому атому (акцептору)

Водородная связь. Межмолекулярные взаимодействия

Водородная связь – взаимодействие между двумя электроотрицательными атомами одной или нескольких разных молекул при помощи атома водорода.

Вопросы и задания:

1. Основные виды связей.
2. Правило октета.
3. Энергия и длина связи.
4. Обозначение химической связи.
5. Ионная химическая связь.
6. Ковалентная связь, её свойства.
7. Полярность ковалентной связи.
8. Электрический момент диполя.
9. Метод валентных связей.
10. Валентность по обменному механизму метода ВС.
11. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
12. Гибридизация атомных орбиталей.
13. Водородная связь.
14. Металлическая связь.

Список литературы:

Основная литература

1. Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав федер.ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>
2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>
2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.

Практическое занятие № 4.

Основные понятия термодинамики. Химическая термодинамика.

Цель: Изучить основные понятия химической термодинамики. Функции состояния, их особенности. Первый закон термодинамики. Энтальпия системы и её изменение. Тепловой эффект химических реакций. Закон Гесса. Энергия химической связи.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2}.

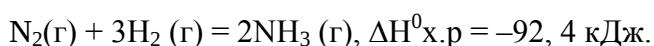
Теоретическая часть:

Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением теплоты. Реакции, протекающие с выделением теплоты в окружающую среду, называются экзотермическими, а с поглощением теплоты – эндотермическими. Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Тепловой эффект реакции, протекающей в условиях $p=\text{const}$, $T=\text{const}$, равен изменению энтальпии системы ΔH и измеряется в кДж. При экзотермической реакции энтальпия системы уменьшается и $\Delta H < 0$, а при эндотермической – энтальпия системы увеличивается и $\Delta H > 0$.

Если исходные вещества и продукты реакции находятся в стандартном состоянии, то энтальпию реакции называют стандартной и обозначают ΔH^0 или ΔH^0_{298} . Верхний индекс отвечает стандартному давлению (101кПа), нижний индекс соответствует стандартной температуре, принятой по международному соглашению, равной 298 К.

Уравнения химических реакций, в которых указаны изменения энтальпии (тепловые эффекты реакций), называются термохимическими.

Например, термохимическое уравнение:



показывает, что при взаимодействии 1 моль N_2 и 3 моль H_2 образуется 2 моль NH_3 и выделяется количество теплоты, равное 92,4 кДж.

В основе термохимических расчетов лежит закон Гесса: тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса. Часто в термохимических расчетах применяют следствие из закона Гесса: энтальпия химической реакции равна сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов реакции. Например, стандартная энтальпия реакции $aA+bB=cC+dD$ рассчитывается по формуле:

$$\Delta H^0_{\text{х.р}} = (c\Delta fH^0_{\text{C}} + d\Delta fH^0_{\text{D}}) - (a\Delta fH^0_{\text{A}} + b\Delta fH^0_{\text{B}}),$$

где ΔfH^0 – стандартная энтальпия образования соединения.

Стандартной энтальпией образования называется стандартная энтальпия реакции

образования 1 моль сложного вещества из простых веществ, устойчивых при 298 К и давлении 101 кПа. Обозначается $\Delta_f H^0_{298}$ или $\Delta_f H^0$ (температуру 298 К можно опустить), измеряется в кДж/моль. $\Delta_f H^0$ простых веществ равна нулю.

Направление протекания химической реакции определяет энергия Гиббса (ΔG). При $p = \text{const}$, $T = \text{const}$ реакция самопроизвольно протекает в том направлении, которому отвечает убыль энергии Гиббса. Если $\Delta G < 0$, то реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении. Если $\Delta G > 0$, то самопроизвольное протекание процесса в прямом направлении невозможно. Если $\Delta G = 0$, то реакция может протекать как в прямом направлении, так и в обратном и система находится в состоянии равновесия. Изменение $\Delta G_{x.p}$ не зависит от пути процесса и может быть рассчитано по следствию из закона Гесса: изменение энергии Гиббса в результате химической реакции равно сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов. Например, стандартная энергия Гиббса реакции $aA + bB = cC + dD$ рассчитывается по формуле:

$$\Delta G^0_{x.p.} = (c\Delta_f G^0_C + d\Delta_f G^0_D) - (a\Delta_f G^0_A + b\Delta_f G^0_B),$$

где $\Delta_f G^0$ – стандартная энергия Гиббса образования вещества. Она относится к 1 моль вещества и измеряется в кДж/моль. Энергия Гиббса образования простых веществ равна нулю. $\Delta G^0_{x.p.}$ имеет ту же размерность, что и энтальпия, и поэтому обычно выражается в кДж.

Изменение стандартной энергии Гиббса химической реакции может быть также вычислено по уравнению:

$$\Delta G^0_{x.p.} = \Delta H^0_{x.p.} - T\Delta S^0_{x.p.},$$

где T – абсолютная температура, $\Delta S^0_{x.p.}$ – изменение энтропии.

Энтропия – является мерой неупорядоченности состояния системы. Энтропия – это стремление частиц (молекул, ионов, атомов) к хаотическому движению, а системы – к переходу от более упорядоченного состояния к менее упорядоченному. Энтропия возрастает с увеличением движения частиц: при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п. Процессы, связанные с упорядоченностью системы (конденсация, кристаллизация, сжатие, упрочнение связей, полимеризация), сопровождаются уменьшением энтропии. Измеряется энтропия в Дж/моль К.

Изменение энтропии системы в результате протекания химической реакции (ΔS) (энтропия реакции) равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом суммы энтропий исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов. Изменение энтропии в результате протекания химической реакции $aA + bB = cC + dD$ равно:

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (cS^0_{\text{C}} + dS^0_{\text{D}}) - (aS^0_{\text{A}} + bS^0_{\text{B}})$$

При химическом взаимодействии одновременно изменяется энтальпия, характеризующая стремление системы к порядку, и энтропия, характеризующая стремление системы к беспорядку. Если тенденции к порядку и беспорядку в системе одинаковы, то

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = T\Delta S^0_{\text{х.р.}}, \text{ что является условием равновесного состояния системы.}$$

Если пренебречь изменениями $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$ и $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ с увеличением температуры, то можно определить температуру, при которой устанавливается равновесие химической реакции для стандартного состояния реагентов.

Вопросы и задания:

1. Основные понятия химической термодинамики. Энергетика химических процессов.
2. Функции состояния, их особенности.
3. Внутренняя энергия. Функции пути.
4. Теплота, работа. Первый закон термодинамики.
5. Энтальпия системы и её изменение.
6. Тепловой эффект химических реакций.
7. Энтальпия химических реакций. Закон Гесса.
8. Энергия химической связи.
9. Энтальпия фазовых и полиморфных превращений

Список литературы:

Основная литература

1 Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав федер.ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>

2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>

2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.

Практическое занятие № 5.

Химическая кинетика. Химическое равновесие.

Цель: Изучить состояние химического равновесия. Химическую кинетику процесса.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2}.

Теоретическая часть:

Химическая кинетика – раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций. Скоростью химической реакции называют *изменение количества вещества в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций)*. Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, присутствия катализаторов. Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действия масс: *при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ*. Для реакции $nA + mB = gAB$ математическое выражение закона действия масс имеет вид

$$v = k C_A^n C_B^m,$$

где v – скорость химической реакции; C_A и C_B – концентрации реагирующих веществ; n , m – коэффициенты в уравнении реакции; k – константа скорости реакции. Значение константы скорости не зависит от концентрации реагирующих веществ, а зависит от их природы и температуры. В случае гетерогенных реакций концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции и поэтому не включаются в уравнение закона действия масс. Например, для реакции горения углерода $C(к) + O_2(г) = CO_2(г)$ закон действия масс запишется так:

$$v = k C_{O_2}$$

При повышении температуры скорость химических реакций увеличивает-ся. Согласно правилу Вант-Гоффа: *при повышении температуры на 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2-4 раза*.

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где v_2 и v_1 – скорость реакции при температурах T_2 и T_1 ; γ – температурный коэффициент скорости реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов. Химические реакции делятся на необратимые и обратимые. Необратимые реакции протекают только в прямом направлении – до полного израсходования одного из реагирующих веществ. Обратимые реакции протекают как в прямом, так и в обратном направлениях, при этом ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью. Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется химическим равновесием. Концентрации реагирующих веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются равновесными. Для обратимых процессов закон действия масс может быть сформулирован в следующем виде: отношение произведения концентраций продуктов реакции в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению

концентраций исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, является величиной постоянной при данной температуре. Эта величина называется константой равновесия. Равновесные концентрации принято обозначать не символом «С», а формулой вещества, помещенной в квадратные скобки, например,

$$C_A^2 = [A]^2$$

а константу равновесия, выражаемую через концентрации – КС. Для обратимой реакции $aA + bB \rightleftharpoons dD + fF$ математическое выражение закона действия масс имеет вид

$$K_c = \frac{C_D^d C_F^f}{C_A^a C_B^b}$$

Если реакция протекает между газами, то вместо концентраций можно пользоваться парциальным давлением газов, и константа равновесия в этом случае обозначается символом K_p .

$$K_p = \frac{P_D^d P_F^f}{P_A^a P_B^b}$$

K_p и K_c связаны между собой соотношением $K_p = K_c (RT)^\Delta$, где R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/ моль К; T – абсолютная температура; Δ – разность между числом молей газообразных веществ в правой и левой частях уравнения.

Например, для реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

$$\Delta = 2 - 4 = -2 \quad K_p = K_c (RT)^{-2}$$

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока условия равновесия, при которых оно установилось, сохраняются постоянными. При изменении условий равновесия прямая и обратная реакция начинают протекать с разными скоростями и равновесие нарушается. Через некоторое время скорости прямой и обратной реакции сравняются и в системе вновь наступит равновесие, но уже с новыми равновесными концентрациями всех веществ. *Переход системы из одного равновесного состояния в другое* называется смещением равновесия. Направление смещения равновесия определяется принципом Ле Шателье: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в направлении, которое ослабляет эффект внешнего воздействия*. При увеличении концентрации исходных веществ или уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону продуктов реакции. При увеличении концентраций продуктов реакции или уменьшении концентраций исходных веществ равновесие смещается в сторону исходных веществ. Когда в реакциях участвуют газы, равновесие может нарушиться при изменении давления. При увеличении давления в системе равновесие смещается в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молекул газа, т.е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления равновесие смещается в

сторону реакции, идущей с возрастанием числа молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления. При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической, при понижении – в направлении экзотермической реакции.

Вопросы и задания:

1. Понятие скорости химической реакции.
2. Основной закон химической кинетики.
3. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
4. Влияние концентрации реагентов.
5. Влияние температуры.
6. Правило Вант-Гоффа.
7. Уравнение Аррениуса.
8. Энергия активации.
9. Катализаторы и каталитические системы. Гомогенный и гетерогенный катализ.
10. Скорость химической реакции, общие понятия. Методы регулирования скорости реакций.
11. Реакционная способность веществ.

Список литературы:

Основная литература

1. Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав. федер. ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>

2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>

2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.

Практическое занятие № 6.

Общие свойства растворов.

Цель: Рассмотреть Свойства разбавленных растворов нелетучих веществ. Химические системы. Общие свойства растворов.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2}.

Теоретическая часть:

Раствор - это гомогенная система, состоящая из двух или более веществ, содержание которых можно изменять в определенных пределах без нарушения однородности.

Состав растворов обычно передается содержанием в них растворенного вещества в виде массовой доли или молярной концентрации.

Жидкие растворы (в дальнейшем будем называть их просто "растворами") состоят из жидкого растворителя (чаще всего воды) и растворенного вещества, которое до смешения с растворителем могло быть твердым (например KBr), жидким (например H₂SO₄) или газообразным (например CO₂). Состояние веществ в водном растворе обозначается (р), например KBr_(р). Состав растворов обычно передается содержанием в нем растворенного вещества в виде массовой доли или молярной концентрации.

Массовая доля и молярная концентрация растворенного вещества

Массовая доля w_B растворенного вещества В - это отношение его массы m_B к массе раствора $m_{(р)}$: $w_B = m_B / m_{(р)}$, где $m_{(р)} = m_B + m(H_2O)$.

Единица массовой доли вещества в растворе - доля от единицы или от 100%.

Например, если в 100 г раствора находится 1 г KBr, то $w(KBr) = 0,01$ (1%). Такой раствор называют *однопроцентным* (1%-ный раствор KBr).

Для приготовления 100 г 1%-ного раствора некоторой соли надо взять 1 г этой соли и 99 г воды. Плотность воды при комнатной температуре принимают равной 1 г/мл, поэтому удобнее отмерять 99 мл воды и добавить 1 г соли.

Молярная концентрация c_B растворенного вещества В - это отношение количества этого вещества n_B к объему раствора $V_{(р)}$: $c_B = n_B / V_{(р)}$. Единица молярной концентрации вещества в растворе: моль/л.

Например, если в 1 л раствора содержится 1 моль KBr, то $c(KBr) = 1$ моль/л. Такой раствор называют *одномолярным* и обозначают 1М. Аналогичным образом записи 0,1М; 0,01М и 0,001М означают *деци-, санти- и миллимолярный* раствор.

Для приготовления 1 л 1М раствора KBr необходимо взять навеску соли с количеством вещества 1 моль (то есть 119 г), растворить ее в воде объемом, например, 0,8 л (то есть обязательно меньше 1 л) и затем довести объем раствора до 1 л добавлением воды.

Объем раствора $V_{(р)}$ при данной температуре связан с массой раствора $m_{(р)}$ и его плотностью (ρ) следующим образом: $m_{(р)} = \rho \cdot V_{(р)}$.

Например, 100 г некоторого раствора с плотностью 1,074 г/мл (1074 г/мл) имеет объем 93,1 мл (0,0931 л).

Растворы – это гомогенные (однофазные) химические системы переменного состава, образованные двумя или несколькими веществами. Жидкие растворы (в дальнейшем будем называть просто «растворы») состоят из жидкого растворителя (в неорганической

химии чаще всего из воды) и одного или нескольких растворенных веществ, которые до смешения с растворителем могли быть твердыми, жидкими или газообразными. Далее будем рассматривать растворы с одним растворенным веществом.

Состав раствора определяется количествами растворенного вещества и растворителя. Различают *разбавленные* и *концентрированные* растворы, которые содержат соответственно меньшее и большее количество растворенного вещества. *Концентрированными* растворами часто называют такие растворы, в которых количество растворенного вещества значительно превышает количество растворителя.

В неорганической химии для количественного выражения *состава растворов* используют *массовую долю, молярную концентрацию и эквивалентную концентрацию*. Все определения, приведенные ниже для водных растворов, легко распространить и на неводные растворы.

Массовая доля w_B растворенного вещества В – это отношение его массы m_B к сумме масс растворенного вещества и растворителя – воды (т.е. к массе раствора):

$$w_B = m_B / m_{(p)} = m_B / (m_B + m_{\text{воды}}) = \\ = m_B / \{V_{(p)} \times \rho_{(p)}\} = m_B / (m_B + V_{\text{воды}} \times \rho_{\text{воды}}),$$

где $\rho_{(p)}$ – плотность раствора; $V_{(p)}$ – объем раствора; $V_{\text{воды}}$ – объем воды и $\rho_{\text{воды}}$ – плотность воды (можно принять, что при комнатной температуре $\rho_{\text{воды}}$ равна 1 г/мл).

Раствор, в котором массовая доля растворенного вещества равна $w_B(\%)$, характеризуется тем же значением *процентного содержания*. Например, раствор с массовой долей хлороводорода $w_{\text{HCl}} = 0,2$ (т.е. 20%) может быть обозначен как 20%-ный раствор HCl (20-процентный раствор хлороводорода в воде).

Комплексные соединения (лат. *complexus* — сочетание, обхват), или координационные соединения (лат. *co* — «вместе» и *ordinatio* — «упорядочение») — частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому *комплексообразователем*, нейтральных молекул или других ионов, называемых *лигандами*. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

Комплексные соединения мало диссоциируют в растворе (в отличие от двойных солей). Комплексные соединения могут содержать комплексный малодиссоциирующий анион ($[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$), комплексный катион ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$) либо вообще не диссоциировать на ионы (соединения типа неэлектролитов, например карбонилы металлов). Комплексные соединения разнообразны и многочисленны.

Комплексообразователь – центральный атом комплексной частицы. Обычно комплексообразователь – атом элемента, образующего металл, но это может быть и атомкислорода, азота, серы, йода и других элементов, образующих неметаллы. Комплексообразователь обычно положительно заряжен и в таком случае именуется в современной научной литературе металлоцентром; заряд комплексообразователя может быть также отрицательным или равным нулю.

Лиганды – атомы или изолированные группы атомов, располагающиеся вокруг комплексообразователя. Лигандами могут быть частицы, до образования комплексного соединения представлявшие собой молекулы (H_2O , CO , NH_3 и др.), анионы (OH^- , Cl^- , PO_4^{3-} и др.), а также катион водорода H^+ .

Внутренняя сфера комплексного соединения – центральный атом со связанными с ним лигандами, то есть, собственно, комплексная частица.

Внешняя сфера комплексного соединения – остальные частицы, связанные с комплексной частицей ионной или межмолекулярными связями, включая водородные.

Дентатность лиганда определяется числом координационных мест, занимаемых лигандом в координационной сфере комплексообразователя. Различают монодентатные (унидентатные) лиганды, связанные с центральным атомом через один из своих атомов, то есть одной ковалентной связью), бидентатные (связанные с центральным атомом через два своих атома, то есть, двумя связями), три- , тетрадентатные и т.д.

Координационный полиэдр – воображаемый молекулярный многогранник, в центре которого расположен атом-комплексообразователь, а в вершинах – частицы лигандов, непосредственно связанные с центральным атомом.

Координационное число (КЧ) – число - связей, образуемых центральным атомом с лигандами. Для комплексных соединений с монодентатными лигандами КЧ равно числу лигандов, а в случае полидентатных лигандов - числу таких лигандов, умноженному на дентатность.

Вопросы и задания:

- 1.Свойства разбавленных растворов нелетучих веществ.
- 2.Химические системы.
- 3.Общие свойства растворов. Закон Рауля.
- 4.Температуры кипения и кристаллизации растворов.
- 5.Осмотическое давление.
6. Закон Вант-Гоффа.
- 7.Свойства растворов электролитов

Список литературы:

Основная литература

- 1 Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав федер.ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL:

<http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>

2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>

2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.

Практическое занятие № 7.

Растворы электролитов.

Цель: Выявить и изучить растворы электролитов.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2}.

Теоретическая часть:

По способности проводить электрический ток в водном растворе или в расплаве вещества делятся на *электролиты и неэлектролиты*. *Электролитами* называются вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся соли, кислоты, основания. В молекулах этих веществ имеются ионные или ковалентные сильно полярные химические связи.

Неэлектролитами называются вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. К ним относятся, например, кислород, водород и многие органические вещества (сахар, эфир, бензол и др.). В молекулах этих веществ существуют ковалентные неполярные или малополярные связи.

Для объяснения электропроводности растворов и расплавов солей, кислот и оснований шведский ученый С. Аррениус создал теорию электролитической диссоциации (1887).

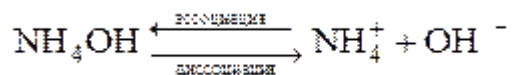
1. Молекулы электролитов при растворении или расплавлении распадаются на ионы (*электролитическая диссоциация*). Ионы – это атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд.

2. В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотически. При пропускании через раствор или расплав электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному электроду (катоде), а отрицательно

заряженные ионы движутся к положительно заряженному электроду (аноду). Поэтому положительные ионы называются катионами, отрицательные ионы – анионами. К катионам относятся: ион водорода H^+ , ион аммония NH_4^+ , ионы металлов Na^+ , K^+ , Fe^{2+} , Al^{3+} , катионы основных солей $CuOH^+$, $Al(OH)_2^+$, $FeOH^{2+}$ и т.д. К анионам относятся: гидроксид-ион OH^- , ионы кислотных остатков Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$, анионы кислых солей HCO_3^- , $H_2PO_4^-$ и т.д.

3. Диссоциация – процесс обратимый. Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы (ионизация, или диссоциация) и соединение ионов в молекулы (ассоциация, или моляризация).

Диссоциацию молекул электролитов выражают уравнениями, в которых вместо знака равенства ставят знак обратимости ($\rightleftharpoons$). В левой части уравнения записывают формулу молекулы электролита, в правой – формулы ионов, которые образуются в процессе электролитической диссоциации.



Каждая молекула гидроксида аммония диссоциирует на ион аммония и ион гидроксида. Следовательно, в результате диссоциации одной молекулы образуется два иона. Общая сумма зарядов катионов равна общей сумме зарядов анионов и противоположна по знаку (т.к. растворы электролитов электронейтральны).

Механизм электролитической диссоциации. Гидратация ионов. Причины и механизм диссоциации электролитов объясняются химической теорией растворов Д. И. Менделеева и природой химической связи. Растворители, в которых происходит диссоциация, состоят из полярных молекул (вода). Химическая теория растворов основана на представлении об определяющей роли явления сольватации при растворении веществ. Сольватация – процесс химического взаимодействия частиц растворенного вещества с молекулами растворителя, приводящий к образованию сольватов (гидратов, если растворителем является вода). Диссоциация электролитов с ионной и полярной связями протекает не одинаково. В растворах электролитов все ионы находятся в гидратированном состоянии. Растворение электролита можно представить в виде процесса, включающего следующие стадии:

- 1) ориентация вокруг частиц растворенного вещества полярных молекул растворителя;
- 2) поляризация молекул (частиц) растворенного вещества под действием полярных молекул растворителя;

3) разрыв связей между частицами растворенного вещества с образованием сольватированных ионов.

Степень диссоциации. В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы. Другие электролиты распадаются на ионы частично, часть их молекул остается в растворе в недиссоциированном виде. Число, показывающее, какая часть молекул распалась на ионы, называется степенью электролитической диссоциации (степенью ионизации).

Степень электролитической диссоциации (α) равна отношению числа молекул, которые распались на ионы, к общему числу молекул в растворе:

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

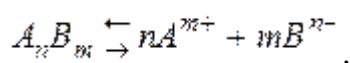
где n – число молекул, распавшихся на ионы; N – общее число растворенных молекул.

В зависимости от значения степени диссоциации все электролиты условно делят на три группы: $\alpha > 30\%$ – сильные, $\alpha < 3\%$ – слабые и средней силы $3\% < \alpha < 30\%$.

Степень диссоциации зависит от природы растворителя и природы растворяемого вещества, концентрации раствора, температуры и других факторов. В первом приближении можно сказать, что в воде диссоциируют полностью те вещества, в молекуле которых имеется ионная связь. Если связь полярная, то диссоциация будет частичной, а если связь неполярная, то диссоциация будет отсутствовать.

При уменьшении концентрации слабого электролита, т.е. при разбавлении раствора, степень диссоциации увеличивается. При повышении температуры степень диссоциации, как правило, увеличивается.

Константа диссоциации (ионизации). Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации (K_d). В растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами:



Применяя закон действующих масс, запишем выражение константы равновесия:

$$K_d = \frac{[A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m}{[A_n B_m]}$$

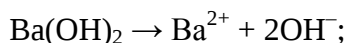
где $[A^{m+}]$, $[B^{n-}]$ и $[A_n B_m]$ – равновесные концентрации ионов A^{m+} и B^{n-} и недиссоциированных молекул $A_n B_m$, соответственно.

Для слабого электролита константа диссоциации – постоянная величина, не зависящая от концентрации раствора. Константа диссоциации зависит от природы электролита, природы растворителя и температуры.

Кислоты, основания и соли в свете теории диссоциации электролитов. Амфолиты.
В свете теории электролитической диссоциации приняты следующие определения классов веществ:

· кислотой называется соединение, диссоциирующее в водном растворе на ионы водорода и ионы кислотного остатка: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$;

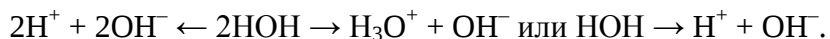
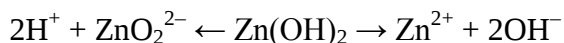
· основанием называется соединение, диссоциирующее в водном растворе на ионы гидроксильных групп и ионы металла (или ион аммония):



· солями называются соединения, диссоциирующие в водном растворе на ионы металла и ионы кислотного остатка: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Если при растворении соли в растворе присутствуют ионы водорода, ионы металла и ионы кислотного остатка, то такая соль называется кислой. Если при растворении соли в растворе присутствуют ионы гидроксильных групп, ионы металла и ионы кислотного остатка, то такая соль называется основной.

Существуют электролиты, способные диссоциировать и как кислоты (с отщеплением ионов водорода), и как основания (с отщеплением гидроксильных групп):



Такие электролиты называются амфолитами.

Вопросы и задания:

- 1.Активность. Водные растворы электролитов.
- 2.Константа и степень диссоциации.
- 3.Закон разбавления Оствальда.
4. Активность электролитов в водных растворах.
- 5.Кисотно-основные свойства веществ.
- 6.Электролитическая диссоциация воды.
- 7.Водородный показатель. Кисотно-основные индикаторы.
- 8.Буферные растворы. Определение pH буферных растворов.
- 9.Гидролиз солей. Обратимый и необратимый гидролиз.
10. Степень гидролиза. Константа гидролиза

Список литературы:

Основная литература

- 1 Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав федер.ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>
2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов /

А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>
2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.

Практическое занятие № 8.

Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические системы.

Цель: Изучить окислительно-восстановительные процессы.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2}.

Теоретическая часть:

Окислительно-восстановительные реакции - химические реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, реализующихся путём перераспределения электронов между атомом-окислителем и атомом-восстановителем. В процессе окислительно-восстановительной реакции восстановитель отдаёт электроны, то есть окисляется; окислитель присоединяет электроны, то есть восстанавливается. Причём любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой единство двух противоположных превращений — окисления и восстановления, происходящих одновременно и без отрыва одного от другого. Окисление — процесс отдачи электронов, с увеличением степени окисления. При окислении вещества в результате отдачи электронов увеличивается его степень окисления. Атомы окисляемого вещества называются донорами электронов, а атомы окислителя — акцепторами электронов. Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом вещества, при этом его степень окисления понижается. При восстановлении атомы или ионы присоединяют электроны. При этом происходит понижение степени окисления элемента. Примеры: восстановление оксидов металлов до свободных металлов при помощи водорода, углерода, других веществ; восстановление органических кислот в альдегиды и спирты; гидрогенизация жиров и др. Восстановитель, отдавая электроны, приобретает окислительные свойства, превращаясь в сопряжённый окислитель. Межмолекулярные — реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах разных веществ.

Внутримолекулярные — реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах одного и того же вещества. Диспропорционирование (самоокисление-самовосстановление) — реакции, в которых один и тот же элемент выступает и как окислитель, и как восстановитель. Репропорционирование (конпропорционирование) — реакции, в которых из двух различных степеней окисления одного и того же элемента получается одна степень окисления. Электрохимия изучает химические реакции, протекающие под влиянием электрического тока, и процессы генерирования электрической энергии, происходящие в результате протекания химических реакций. Оба типа этих процессов сопровождаются взаимопревращениями электрической и химической энергии. Все электрохимические процессы можно подразделить на две группы: процессы электролиза, при которых под воздействием внешнего источника электрической энергии происходят химические реакции, и процессы генерирования электрической энергии в результате протекания химической реакции. В процессах первой группы электрическая энергия превращается в химическую. В процессах другой группы, наоборот, химическая энергия превращается в электрическую. Примерами обоих типов могут служить процессы, протекающие в аккумуляторах. Так, при работе свинцового аккумулятора как генератора электрической энергии происходит реакция: $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. В результате этой реакции выделяется энергия, которая и превращается в электрическую энергию. Если аккумулятор разрядится, то его заряжают, пропуская через него постоянный электрический ток в обратном направлении. В результате протекает химическая реакция $2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pb} + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. В этом случае электрическая энергия превращается в химическую. Все электрохимические реакции происходят при протекании электрического тока в цепи. Эта цепь складывается из последовательно соединенных металлических проводников и раствора (расплава) электролита. В металлических проводниках переносчиками тока являются электроны, в электролитах — ионы. Непрерывность протекания тока в цепи обеспечивается, если происходят процессы на электродах, т.е. на границе металл–электролит. Отличие электрохимических процессов от химических заключается в пространственном разделении процессов окисления и восстановления. Основной характеристикой электрохимической системы является электродвижущая сила (ЭДС) — разность потенциалов между двумя металлическими электродами, которая измеряется при протекании обратимых процессов в системе.

При погружении металлической пластинки (электрода) в раствор электролита между пластинкой и раствором возникает скачок потенциала. Почему это происходит? В узлах кристаллической решетки металла находятся положительно заряженные ионы. В

результате взаимодействия с полярными молекулами растворителя они отрываются и переходят в раствор. Параллельно происходит и обратный процесс. Если в первый момент скорость процесса перехода ионов из раствора в металл меньше скорости прямого перехода, то металл приобретает избыточный отрицательный заряд. Положительно заряженные ионы не удаляются от поверхности металла, а накапливаются у его поверхности. В результате образуется двойной электрический слой, в котором и возникает скачок потенциала. Возможна и такая ситуация, когда скорость перехода ионов из раствора больше скорости перехода ионов в раствор. В этом случае поверхность металла зарядится положительно. Со временем и в том, и в другом случае в системе установится равновесие, поскольку переход в раствор и из раствора каждого последующего иона будет сопряжен с преодолением все большего энергетического барьера, связанного с возрастанием заряда металла (например, отрицательного при переходе ионов в раствор).

На границе двух неодинаковых растворов всегда возникает разность потенциалов, которая называется диффузионным потенциалом. Возникновение такого потенциала связано с неодинаковой подвижностью катионов и анионов, находящихся в растворе. Величина диффузионных потенциалов обычно не превышает нескольких десятков милливольт, и их, как правило, не учитывают. Однако при точных измерениях принимают специальные меры для максимального их уменьшения. Причины возникновения диффузионного потенциала показали на примере двух граничащих растворов сульфата меди разной концентрации. Ионы Cu^{2+} и SO_4^{2-} будут диффундировать через границу раздела из более концентрированного раствора в менее концентрированный. Скорости перемещения ионов Cu^{2+} и SO_4^{2-} неодинаковы: подвижность ионов SO_4^{2-} больше подвижности Cu^{2+} . В результате этого на границах раздела растворов со стороны раствора с меньшей концентрацией возникает избыток отрицательных ионов SO_4^{2-} , а в более концентрированном – избыток Cu^{2+} . Возникает разность потенциалов. Наличие избыточного отрицательного заряда на границе раздела будет тормозить движение SO_4^{2-} и ускорять движение Cu^{2+} . При некотором значении потенциала скорости SO_4^{2-} и Cu^{2+} станут одинаковыми; установится стационарное значение диффузионного потенциала. Теория диффузионного потенциала была развита М. Планком (1890 г.), а впоследствии А. Гендерсоном (1907 г.). Полученные ими формулы для расчета сложны. Но решение упрощается, если диффузионный потенциал возникает на границе двух растворов с разными концентрациями C_1 и C_2 одного и того же электролита. В этом случае диффузионный потенциал равен. Диффузионные потенциалы возникают при неравновесных процессах диффузии, поэтому они необратимы. Их величина зависит от характера границы двух соприкасающихся растворов, от величины и их конфигурации.

При точных измерениях используются методы, позволяющие сводить к минимуму величину диффузного потенциала. С этой целью между растворами в полуэлементах включают промежуточный раствор с возможно более низкими величинами подвижностей U и V (например, KCl и KNO_3).

Диффузные потенциалы играют большую роль в биологии. Их возникновение не связано с металлическими электродами. Именно межфазные и диффузионные потенциалы порождают биотоки. Например, у электрических скатов и угрей создается разность потенциалов до 450 В. Биопотенциалы чувствительны к физиологическим изменениям в клетках, органах. На этом основано применение методов электрокардиографии и электроэнцефалографии (измерение биотоков сердца и мозга).

Вопросы и задания:

1. Понятие о степени окисления.
2. Правила определения степеней окисления атомов элементов.
3. Типичные окислители и восстановители.
4. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
5. Методы составления окислительно-восстановительных реакций.
6. Гальванический элемент. Стандартные потенциалы ОВР.
7. Уравнение Нернста. Электрохимические системы. Законы Фарадея.
8. Понятие об электродном потенциале.
9. Гальванический элемент Даниэля-Якоби.
10. Электродвижущая сила элемента. Измерение ЭДС гальванических элементов.
11. Потенциалы металлических и газовых электродов.
12. Потенциалы окислительно-восстановительных электродов.

Список литературы:

Основная литература

1. Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав федер.ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>
2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>
2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство

образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.

Практическое занятие № 9.

Элементы органической химии. Органические, элементоорганические и неорганические полимеры

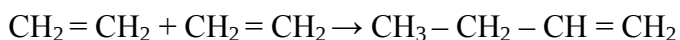
Цель: Изучить основы органической химии. Классификацию органических соединений.

Формируемые компетенции: ОПК-2, ИД-7_{ОПК-2}.

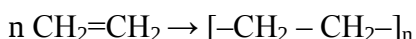
Теоретическая часть:

Полимерами называются соединения, молекулы которых состоят из большого числа атомных группировок, соединенных химическими связями в длинные цепи. В зависимости от состава различают **неорганические, элементоорганические и органические** полимеры. В свою очередь, органические полимеры можно подразделить на природные и синтетические.

Простейшим органическим полимером является полиэтилен — продукт полимеризации этилена. Этилен, или этен (C₂H₄) — ненасыщенный углеводород, легко вступающий в реакции присоединения. Две молекулы этилена, соединяясь, образуют молекулу бутилена (бутена):



Исходное вещество — этилен — является **мономером**, образующийся бутилен — **димером**. При соединении трех молекул этилена образуется **тример**, четырех — **тетрамер** и т. д. Если соединяются *n* молекул мономера, образуется **полимер** (от греч. «поли» — «много» и «мерос» — «часть»):



Множественно повторяющиеся группировки, которые являются остатками мономеров, называются **звеньями**, или **мономерными звеньями**; большая молекула, составленная из звеньев, называется **макромолекулой** или **полимерной цепью**.

Число мономерных звеньев в цепи называется **степенью полимеризации** и обычно обозначается буквой *n*. Значение **молекулярной массы полимера** $M_{\text{полимера}}$ находится как произведение степени полимеризации *n* на значение молекулярной массы полимерного звена $M_{\text{звена}}$

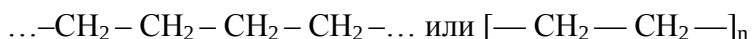
$$M_{\text{полимера}} = n \cdot M_{\text{звена}}$$

Величина степени полимеризации может изменяться в широких пределах: от *n*, равного нескольким единицам, до *n*, равного 5000—10000 и более. Полимеры с высокой степенью полимеризации называются **высокополимерами**, полимеры с низкой степенью полимеризации — **олигомерами**. Олигомеры занимают промежуточное положение между

низкомолекулярными и высокомолекулярными соединениями и обладают **меньшей молекулярной массой**, чем полимеры. Значения молекулярных масс высокополимеров могут достигать величин, порядка 10^4 — 10^6 .

Наибольшее значение имеют полимерные соединения с высокой степенью полимеризации — высокополимеры. Эти соединения обладают рядом специфических свойств.

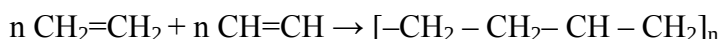
При большом значении молекулярных масс полимеров концевые группы цепи можно не принимать во внимание и записывать химические формулы молекул полимеров без них, ограничиваясь несколькими звеньями или даже одним звеном. Так, формулу продукта полимеризации этилена можно записать следующим образом:



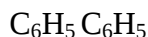
Название полимера обычно складывается из названия мономера и приставки «поли». Например, продукт полимеризации этилена называется **полиэтиленом**, стирола ($\text{C}_6\text{H}_5\text{—CH=CH}_2$) — **полистиролом**, метилметакрилата (см. табл.1.) — **полиметилметакрилатом** и т. д.

Макромолекула может быть построена из одинаковых по химическому строению мономеров или из мономеров разного строения. Полимеры, построенные из одинаковых мономеров, называются **гомополимерами**. Гомополимерами являются, например, полиэтилен и полипропилен.

Полимерные соединения, цепи которых содержат несколько типов мономерных звеньев, называются **сополимерами** или **смешанными** полимерами. Сополимером является, например, продукт, получаемый в результате совместной полимеризации этилена и стирола:



11



этилен стирол сополимер

Остатки мономеров могут соединяться в макромолекуле друг с другом с образованием полимеров линейного, разветвленного или сетчатого (пространственного) строения.

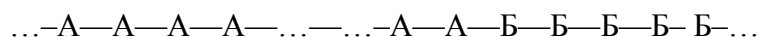
Линейными полимерами (полиэтилен, полипропилен) называются полимеры, макромолекулы которых представляют собой длинные цепи с очень высокой степенью асимметрии. Если в общем виде остаток мономера обозначить буквой А, то формулу линейного полимера можно схематически записать следующим образом:



Сетчатыми, или **пространственными** (вулканизированный каучук), называются полимеры; построенные из длинных цепей, соединенных друг с другом в трехмерную сетку поперечными химическими связями.

Сополимеры также могут быть линейными, разветвленными и сетчатыми. Остатки мономеров в молекулах сополимеров могут располагаться в цепи либо беспорядочно, по закону случая, или регулярно. Если в молекуле сополимера звенья мономеров располагаются произвольно, то такие сополимеры называются **статистическими (нерегулярными)**, а если в строго определенной последовательности, то — **регулярными**.

Линейные смешанные полимеры, в которых звенья каждого типа образуют достаточно длинные непрерывные последовательности (**блоки**), называются **блоксополимерами**:



Разветвленные сополимеры, главная цепь которых состоит из одних мономеров, а боковые ответвления из других мономеров, называются **привитыми сополимерами**.

Вопросы и задания:

1. Элементы органической химии.
2. Природные и синтетические полимеры. Полимеры, олигомеры и их синтез.
3. Полимеризация, виды и применение.
4. Поликонденсация, ее разновидности. Химические связи между функциональными группами мономеров.
5. Форма и структура макромолекул полимеров.
6. Кристаллическое состояние полимеров.
7. Физические состояния аморфных полимеров.
8. Химические, механические и электрические свойства полимеров.
9. Органические полупроводники и электролиты.
10. Материалы, получаемые на основе полимеров. Применение полимеров

Список литературы:

Основная литература

1. Маршалкин, М. Ф. Химия : учеб. пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев ; Сев.-Кав федер.ун-т. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с. URL:

<http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440>

2. Ким А.М. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / А.М. Ким. — Электрон. текстовые данные. — Новосибирск: Сибирское университетское издательство, 2017. — 844 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/65281.html>

Дополнительная литература

1. Вострикова, Н.М. Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Сибирский Федеральный университет. - Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с. : ил., табл., схем. - Библиогр.: с. 130. - ISBN 978-5-7638-3510-6 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>
2. Химия элементов. Лабораторный практикум : учебное пособие / С.И. Нифталиев, Ю.С. Перегудов, С.Е. Плотникова, Е.М. Горбунова ; науч. ред. С.И. Нифталиев ; Министерство образования и науки РФ, Воронежский государственный университет инженерных технологий. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2017. - 53 с. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-00032-275-8 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=482076>.