МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
АЛТАЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Е.Г. Ильина

ВВЕДЕНИЕ В ОБЩУЮ И НЕОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

(для студентов института биологии и биотехнологии)

Учебное пособие для студентов
направления подготовки 06.03.01 «Биология»
уровня основной образовательной подготовки - бакалавриат

Барнаул
Издательство
Алтайского государственного
университета

2020

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73
И 46

Рецензент

канд. хим. наук, доцент, зав. кафедрой химии
Алтайского аграрного университета ***Г.В. Оствальд***

Ильина, Е. Г.
И 46 Введение в общую и неорганическую химию (для студентов института биологии и биотехнологии) [Текст]: Учебное пособие для студентов направления подготовки 06.03.01 «Биология» уровня основной образовательной подготовки - бакалавриат / Е.Г. Ильина. – Барнаул: Изд-во Алт. ун-та, 2020. – 94 с.

ISBN 978-5-7904-1894-5

Учебное пособие предназначено для студентов направления подготовки 06.03.01 «Биология» уровня основной образовательной подготовки – бакалавриат для изучения дисциплины «Химия», первого раздела – общая и неорганическая химия. В учебном пособии приведены методические указания к лабораторным работам и практическим занятиям, необходимый теоретический материал, контрольные вопросы к контрольным работам и экзамену по общей и неорганической химии.

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73

ISBN 978-5-7904-1894-5

© Ильина Е.Г., 2020
© Оформление. Издательство Алтайского государственного университета, 2020

ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения учебной дисциплины «Химия», ее первой части «Общая и неорганическая химия» являются:

- освоение теоретических основ современной неорганической химии, ее методологических подходов;
- сформирование представления о возможности применения закономерностей и методов химии в профессиональной деятельности биологов.

ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Изучение данной учебной дисциплины направлено на формирование у обучающихся ***направления подготовки 06.03.01 «Биология»*** следующей компетенции:

ОПК-2 способностью использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения.

ВВЕДЕНИЕ

Учение — это работа, начинающаяся в учебной аудитории и заканчивающаяся дома. Работа в аудитории коллективная, но каждый усваивает учебный материал в зависимости от уровня подготовки и индивидуальных особенностей. В домашних условиях учение в полном смысле индивидуальное. Усвоение учебного материала проходит эффективно, если вы над ним работаете самостоятельно, применяя различные приемы самостоятельной работы, очень многие из которых описаны в данном пособии. Только то, что сделано самостоятельно, остается в памяти надолго, развивает мышление. Качество сделанной работы на производстве оценивается в виде зарплаты и других поощрений. Качество учения оценивается отметками. Преподаватель судит о вашем трудолюбии по записям в тетради, участию в обсуждении учебного материала, ответам на вопросы, умению ставить вопросы, выполнению домашних заданий и другим. Качество усвоения знаний проявляется в процессе решения учебной задачи.

При систематической, ежедневной самостоятельной работе вы не отстанете в учении и добьетесь качественного усвоения учебного материала. Владея приемами самостоятельной работы, можно за короткое время подготовить задание. Глубокие и полные ответы на занятии, лишенный дословности пересказ текста учебника — убедительное доказательство, что учебный материал усвоен осознанно.

1. ***Ведение записей***. В тетради для ведения записи лекций необходимо оставлять поля 3−4 см, которые используются для комментариев при изучении материала. Например, не всегда удается записать материал лекций без упущений, возникшие проблемы можно восстановить, работая с учебником. Запись лекций нужно вести обязательно, так как лекция — это краткое изложение самых основных и сложных разделов каждой темы с выводом формул, с иллюстрацией теоретического материала, интересными и полезными примерами.

Нужно уметь кратко зафиксировать в тетради содержание лекции, иначе к следующему занятию материал может забыться. Запись основного содержания рассказа преподавателя способствует воспитанию культуры умственного труда, обогащает знаниями, заставляет работать три вида памяти: слуховую, зрительную и моторную. Краткая запись в тетради нового учебного материала облегчает работу с текстом учебника дома.

Скорость записи зависит от умения пользоваться приемом сокращения слов, но нужно помнить, что для удобства расшифровки сокращают в основном прилагательные, деепричастия и причастия. Можно также сокращать наиболее часто встречающиеся слова, характерные для химии, такие как атом (а), молекула (м), вещество (в-во) и др. Используя этот прием, добиваются увеличения скорости письма, что пригодится на лекциях.

2. ***Работа с учебником*** играет важную роль в самоподготовке студентов. Прочитав дополнительно материал учебника, можно более глубоко изучить какую-либо тему, лучше в ней разобраться, понять то, что было не понято на лекции. При первом чтении материала нужно выделять главные, существенные моменты и

фиксировать их на бумаге. То, что ясно, можно опустить. При вторичном чтении обращают внимание на мелкие детали, неясные места. Если что-то важное забыто, то его можно найти в этом или другом учебнике и кратко зафиксировать. После этого читают еще раз, обращая внимание на главное. Затем воспроизводят весь материал, пользуясь записями при закрытой книге. Если при этом возникают затруднения, то следует пометить, что не удалось вспомнить, и продолжить рассказ про себя или вслух, а после его окончания обратиться еще раз к непонятным местам в учебнике.

3. ***Самоконтроль.*** Нужно внимательно выполнять домашние задания, так как иногда возникают обидные ошибки, например, неправильно выведена формула и, как следствие, задача решена неверно, неправильно расставлены коэффициенты в ОВР и др. Часто причиной низкого качества выполненной работы бывает не только пренебрежение к самоконтролю, но и незнание его приемов. Ими нужно овладевать изо дня в день. Присмотритесь внимательно к вашей работе на лекциях и дома. Наряду с получением новых знаний, вы постоянно овладеваете новыми приемами самоконтроля, совершенствуете их, закрепляете уже известные. Это происходит во время ответов на вопросы, выполнения упражнений, решения задач и других видов работ. Обычно в качестве приемов самоконтроля чаще всего применяется воспроизведение прочитанного текста в целом и по частям, припоминание основных моментов изучаемого материала по пунктам, составленным в ходе чтения плана. Полезным приемом самоконтроля являются ответы на контрольные вопросы в конце каждой темы или задачника. Они требуют точного воспроизведения текста, например, вопросы на знание формулировки закона, правил и др. Но значительно ценнее вопросы, требующие сравнения, установления причинно-следственных связей и т.д.

4. ***Выполнение домашних заданий.*** С чего начинать выполнение домашних заданий, что и как делать и чем закончить?

В учебной работе полная самостоятельность проявляется в ходе выполнения домашних заданий. Письменные задания по каждой теме нужно выполнять в тот же день, когда была прочитана лекция по этой теме, пока все еще свежо в памяти. Это дает возможность сделать их быстро и без перенапряжения. Теоретический материал учат за день до семинара по расписанию.

Следует отметить, что регулярное выполнение домашних заданий — естественное продолжение работы на семинаре, возможность для закрепления знаний, устранения в них пробелов. Одна из причин невыполнения домашних заданий — неумение читать лекции и учебники, осмысливать прочитанное, выделять главное и существенное, заучивать факты. Новый материал всегда содержит элементы известного и неизвестного, понятного и непонятного. Трудность восприятия нового — естественный процесс. Чтобы его облегчить, нужно зафиксировать непонятное, а затем обратиться за помощью к преподавателю или найти ответы в литературе. Иногда для понимания трудных вопросов требуются продолжительное время и различные способы их усвоения, но материал каждой темы обязательно должен быть усвоен.

Откладывать выполнение домашних заданий на последующие дни нельзя, так как можно забыть учебный материал. Привычка готовить домашние задания вслед за лекциями поможет нормализовать нагрузку и упорядочить бюджет времени.

В работе по выполнению домашних заданий можно выделить три этапа: подготовительный, или организационный, собственно самостоятельная работа и самоконтроль. Первый этап включает подготовку рабочего места, составление плана работы, второй — выполнение домашних заданий в соответствии с намеченным планом, третий — самоконтроль и исправление ошибок. Когда вы хорошо выучили текст учебника, приступайте к выполнению домашних заданий, требующих ответов в устной и письменной форме.

Памятка для работы с текстом лекции

1. Сначала прочитайте про себя или вслух текст лекции медленно, обдумывая каждое слово, обращая внимание на новые слова, термины, а также деля материал на смысловые части.
2. Выделите в каждой части главную идею, доказательства, иллюстративные данные, второстепенные положения на отдельном листе бумаги или в тетради.
3. Обратите особое внимание на состав и строение веществ, запись формул и уравнений реакций и их сущность.
4. Если встретились непонятные вопросы и вы не нашли ответ на них в учебнике или в другой литературе, запишите в тетради соответствующую страницу и обратитесь за помощью к товарищу или учителю.
5. Только после того, как вы хорошо выучили текст лекции, приступайте к выполнению домашних заданий, требующих ответов в устной и письменной форме.
6. Проверьте качество усвоения учебного материала и выполнения письменных заданий и, если обнаружите ошибки, внесите необходимые исправления.

Зная свои возможности, темп и стиль работы, содержание заданий, приемы выполнения и самоконтроля, каждый намечает примерный план самостоятельной работы с указанием времени ее выполнения.

Тематические блоки и формы занятий

Форма занятия	Тема	Время, мин	Баллы

Занятие 1

Семинар 1	Способы выражения и расчёт концентраций растворов	180	10
Самостоятельная работа 1	Растворы	–	25

Занятие 2

Семинар 2	Химическое равновесие. Кислотно-основное равновесие в растворе. Водородный показатель. Гидроксильный показатель	90	10
Лабораторная работа 1	Химическое равновесие	90	10

Занятие 3

Семинар 3	Гидролиз солей	90	10
Лабораторная работа 2	Гидролиз солей. Кислотно-основные равновесия в водных растворах солей	90	10
Самостоятельная работа 1	Растворы	–	–

Занятие 4

Лабораторная работа 3	Электролитическая диссоциация	90	10
Контрольная работа 1	Свойства растворов	90	50

Занятие 5

Семинар 4	Окислительно-восстановительные реакции	90	10
Лабораторная работа 4	Окислительно-восстановительные реакции	90	10
Самостоятельная работа 2	Окислительно-восстановительные реакции		25

Занятие 6

Контрольная работа 2	Строение атома. Химическая связь. Окислительно-восстановительные реакции	90	50
	Итоговое занятие	90	Допуск к экзамену

Инструкция по технике безопасности

I. Общие правила работы в лаборатории

1. До начала занятия необходимо внимательно ознакомиться с темой работы, используя методические пособия, учебник и конспект лекций.
2. В химической лаборатории следует работать в халате. В лаборатории запрещается снимать и развешивать верхнюю одежду, громко разговаривать, принимать пищу, курить, включать и выключать рубильники и трогать приборы, не относящиеся к данной работе.
3. Рабочее место надо содержать в чистоте, не загромождая его предметами, не относящимися к данной работе. Реактивы, пролитые или рассыпанные на столе или на полу, следует тотчас же убрать и нейтрализовать.
4. Лишние книги, журналы и тетради не должны находиться на рабочем столе. Методические пособия, необходимые для работы, рабочие тетради и журнал следует оберегать от попадания на них воды, кислот, щелочей и других химических реактивов.
5. Реактивы, предназначенные для общего пользования, нельзя уносить на рабочее место. Чтобы не спутать пипетки, применяемые для взятия реактивов, и пробки от склянок, после взятия требуемого количества реактива их следует немедленно возвращать на место. Прежде чем отойти от горки с реактивами, убедитесь в том, что реактив поставлен на свое место. Сухие реактивы берут чистым микрошпателем или специальной ложечкой.
6. Если реактив взят в избытке и полностью не израсходован, категорически запрещается выливать его обратно в склянку с реактивом.
7. После использования реактивов, содержащих серебро, их следует выливать в специальные банки.
8. По окончании работы необходимо убрать рабочее место, выключить электронагревательные приборы, закрыть воду и газ. Перед уходом из лаборатории следует еще раз проверить, закрыты ли газовые краны на рабочих местах.
9. Категорически запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе, без ведома преподавателя.

II. Техника безопасности и меры предосторожности

1. Все опыты, связанные с применением или образованием ядовитых веществ, а также вредных паров и газов, разрешается проводить только в вытяжном

шкафу, дверцы которого должны быть опущены на треть. В случае прекращения работы вентиляционных установок опыты в вытяжных шкафах должны быть немедленно прекращены;

2. Запрещается проводить опыты со всевозможными взрывчатыми и огнеопасными смесями. Опыты с малыми количествами (1 - 2 мл) легко воспламеняющихся веществ (например, со спиртовыми растворами) проводят только вдали от огня.
3. При нагревании и кипячении растворов в пробирке необходимо пользоваться держателями и следить за тем, чтобы отверстие пробирки не было обращено в сторону самого работающего или соседа по рабочему столу. Это особенно важно соблюдать при нагревании концентрированных растворов кислот и щелочей.
4. Не следует наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости, во избежание попадания брызг в лицо и глаза. При необходимости определить запах паров или выделяющегося газа не вдыхать их непосредственно из рабочего сосуда, а легким движением руки направить газы к себе и осторожно вдохнуть.
5. При разбавлении концентрированных кислот (особенно серной) и щелочей следует небольшими порциями вливать кислоту (или щелочь) в воду, а не наоборот, непрерывно перемешивая раствор.
6. Если склянка с легко воспламеняющейся жидкостью опрокинется или разобьется, следует тотчас же выключить все находящиеся вблизи горелки, засыпать разлитую жидкость песком, собрать его и перенести в предназначенный для этого железный ящик.

III. Оказание первой помощи

1) При воспламенении и горючей жидкости на одежде работающего необходимо немедленно погасить пламя на пострадавшем, завернув его в асбестовое или шерстяное одеяло, которое должно находиться в лаборатории на постоянном, известном месте.

2) При ожогах концентрированными растворами кислот обожженное место промывают сильной струей воды в течение 2-3 минут, затем 2-3%-ным раствором соды, после чего накладывают марлевую повязку, смоченную 1-2%-ным раствором перманганата калия. При сильных ожогах следует после оказания первой помощи обратиться к врачу.

3) При ожогах концентрированными растворами щелочей обожженное место промывают обильным количеством воды до тех пор, пока кожа не перестанет казаться скользкой, затем 1-2%-ным раствором борной или уксусной кислоты, после чего накладывают марлевую повязку, смоченную спиртовым раствором танина или 1- 2%-ным раствором перманганата калия.

4) При ожогах горячими металлами или стеклом обожженное место многократно смачивают раствором перманганата калия и спиртом, а затем смазывают мазью от ожогов.

5) При попадании кислоты, щелочи или какого-либо другого реактива в глаза следует промыть их обильным количеством воды и немедленно направить пострадавшего к врачу.

6) При отравлении сероводородом, хлором, парами брома, оксидом углерода пострадавшего надо вывести на свежий воздух, а затем направить к врачу.

7) При отравлении цианистыми соединениями, а также солями мышьяка и ртути необходимо немедленно обратиться к врачу.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ЗАНЯТИЯМ

ЗАНЯТИЕ № 1

Тема семинара: «Способы выражения и расчет концентраций растворов»

Актуальность темы. Растворы играют важнейшую роль в жизнедеятельности растений и животных. Они представляют собой ту среду в живых организмах, в которой протекают все жизненно важные процессы.

Знание данной темы необходимо студентам биологам для изучения как других дисциплин общеобразовательного и специального профиля (например, биохимии), так и в их практической деятельности, при приготовлении растворов различных веществ.

Цель: усвоить теоретические основы темы и выработать умение применять их в практической деятельности.

Задачи: 1) научиться проводить расчеты, необходимые для приготовления растворов всех видов концентраций из растворенного вещества и растворителя; 2) научиться проводить расчеты, необходимые для приготовления растворов всех видов концентраций из растворов других концентраций.

Методические указания для самоподготовки

1. Подготовку к занятию необходимо начать с изучения теоретических вопросов темы. **Изучите материал по лекции!! Используйте также материал, приведенный в данном пособии.** Для проверки своих знаний используйте контрольные вопросы, приведенные ниже. Также используйте рекомендованную к занятию литературу.
2. После изучения теоретических основ, решите все задачи из списка контрольных задач, приведенного ниже, в тетради для практических занятий.
3. Все определения и формулы нужно знать **наизусть. Для облегчения запоминания формулы удобно выписать на отдельный лист.**
4. При записи формул расчета **каждый раз необходимо** указывать единицы измерения и точное обозначение компонентов.
5. При подстановке численных значений компонентов формулы, **каждый раз необходимо проверять** их единицы измерения.

6. **Будьте внимательны** при переводе граммов в килограммы, миллилитров в литры!!! Полученные числа должны быть в 1000 раз меньше, например, 85 мл=0,085 л.
7. **При решении задач используйте образцы решения, приведенные в лекции и учебном пособии 2.**

Способы выражения концентрации растворов

Концентрация — величина, выражающая относительное содержание данного компонента в системе (смеси, растворе). Наряду с температурой и давлением концентрация является основным термодинамическим параметром состояния системы.

Различные способы выражения концентраций можно разделить на две группы в зависимости от того, выражается ли характеристика компонента и остальной части системы или всей системы в целом одной и той же величиной (например, массой, г/г) или разными (например, кг/м^3, моль/л). В первом случае концентрация оценивается безразмерными величинами (доли, отношения, которые выражаются в долях единицы или в процентах).

Растворами называются однородные системы переменного состава, состоящие из частиц — молекул, атомов или ионов — двух или более веществ, связанных друг с другом силами не только физического, но и химического взаимодействия.

Растворы могут быть в любых агрегатных состояниях — газообразном (смеси газов), жидком и твердом. Следует отметить, что в смесях газов почти никогда не наблюдается химического взаимодействия, и они в большей степени отвечают старому представлению о растворах как о механических смесях. Однако при больших давлениях и в газовых смесях могут сказываться силы химического взаимодействия между молекулами.

Понятия «растворитель» и «растворенное вещество» носят во многих случаях условный характер. Растворителем принято считать вещество, агрегатное состояние которого в процессе образования раствора не меняется. При одинаковом агрегатном состоянии обоих компонентов раствора обычно растворителем считают то вещество, которое не меняет свой состав при образовании раствора. Например, 96 % раствор H_2SO_4. При растворении в воде молекулы серной кислоты диссоциируют:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{2-}.$$

Если состав веществ не меняется при образовании раствора, то растворителем считают то вещество, содержание которого больше. Так, воздушную смесь можно рассматривать как раствор кислорода, паров воды,

диоксида углерода и благородных газов в азоте, содержание которого в воздухе составляет 78 % (по объему). В системе спирт — вода обе составные части неограниченно растворяются друг в друге, поэтому растворителем считают вещество, которое содержится в большем количестве. При равных или близких концентрациях составных частей этой системы ее можно рассматривать и как раствор спирта в воде, и как раствор воды в спирте.

Согласно теории растворов Д.И. Менделеева процесс растворения –это физико-химический процесс. К физическим относятся процессы диффузии и равномерного распределения одного вещества в среде другого. К химическим – взаимодействие растворителя и растворенного вещества – **сольватация**.

Процесс растворения твердого вещества включает в себя несколько составляющих процессов:

1) разрыв межмолекулярных и внутримолекулярных его связей (затрата энергии);

2) частичное или полное разрушение связей между молекулами растворителя (затрата энергии);

3) образование новых связей между растворителем и растворенным веществом – процесс сольватации (в воде – **гидратации**), (выделение энергии).

Растворяемое вещество характеризуется растворимостью – способностью данного вещества растворяться в данном растворителе. Она имеет количественное выражение (обычно в г/мл), зависит от температуры и давления. Значения растворимости можно найти в справочных таблицах.

Растворимость зависит от температуры. В соответствии с принципом Ле-Шателье, если растворение вещества – эндотермический процесс ($\Delta H > 0$), то с повышением температуры растворимость его увеличивается.

Для газов растворение в жидкости или твердом веществе сопровождается значительным уменьшением объема системы, а значит, их растворимость увеличивается с ростом давления.

Растворитель характеризуется растворяющей способностью, которая определяется его диэлектрической проницаемостью (ε) и сольватирующей способностью.

Вода – важнейший растворитель с высокой ε = 81 при 25 ^{o}C и легко образует с растворенными веществами водородные и донорно-акцепторные связи, т.е. имеет и хорошую сольватирующую способность.

Растворители и растворенные вещества характеризуются полярностью и неполярностью.

При подборе растворителя нужно помнить, что **подобное растворяется в подобном**, т.е. полярные вещества хорошо растворяются в полярных растворителях, а неполярные – в неполярных.

Белки – высокомолекулярные вещества, имеющие много полярных групп NH_3^+, OH^-, поэтому они образуют водные растворы.

В химической практике используются различные способы выражения содержания растворенного вещества в растворах.

Массовая доля растворенного вещества

Массовая доля растворенного вещества (символ ω_B, безразмерная величина) — равна отношению массы растворенного вещества В к массе раствора ($m_р$):

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_p}\frac{[г]}{[г]}.$$

В скобках приведена размерность физической величины, входящей в формулу[1]
Физический смысл массовой доли – это масса растворённого вещества (в граммах) которая содержится в 100 *г* раствора.
Часто массовую долю выражают в процентах, тогда формула немного изменяется:

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_p}\cdot 100\%$$

Можно выразить массу раствора через плотность $\rho_р$ и объем раствора $V_р$

$$m_p = V_p \cdot \rho_p$$

Тогда формула для определения массовой доли принимает вид:

$$\omega_B = \frac{m_B}{\rho_p V_p}.$$

где m_B — масса растворённого вещества,
$m_р$ — масса раствора,
ρ_p — плотность раствора,
V_p — объём раствора

Запись ω_{HCl} = 0,2 обозначает 20 %-ный раствор хлороводорода или массовая доля хлороводорода равна 20 %. Когда необходимо указать растворитель, то обозначение массовой доли вещества В принимает вид: $\omega(HCl, C_2H_5OH) = 0{,}01$. Читается: массовая доля хлороводорода в этаноле равна 1 %.
Употребление терминов «процентная концентрация», «весовая дробь», «весовая часть» не рекомендуется.

[1] В данном случае приведена наиболее часто используемая в задачах размерность массы — граммы, однако возможны и другие варианты: мкг, кг, т и т. д.

Молярная концентрация растворенного вещества

Молярная концентрация вещества или концентрация количества вещества (символ $c_{\text{В}}$, — единица — моль/дм^3, или моль/л) — представляет собой отношение количества растворенного вещества В к объему раствора:

$$c_{\text{В}} = \frac{n_{\text{В}}}{V_p} = \frac{m_{\text{В}}}{M_{\text{В}} V_p}.$$

Часто в лабораторной практике для обозначения молярной концентрации в тексте или на этикетках сосудов с растворами используют не размерность моль/л, а сокращённое обозначение «М». Например, обозначение концентрации 0,1М означает концентрацию 0,1 моль/л.

Физический смысл данного способа выражения концентрации — это количество растворённого вещества в одном литре раствора.

Размерность молярной концентрации [моль/л].

Записи 0,1М KCl или 0,02М $CuSO_4$ означают соответственно децимолярный (0,1 моль/л) раствор хлорида калия и двусантимолярный (0,02 моль/л) раствор сульфата меди.

Так как термин «молярность» можно спутать по созвучию с термином «моляльность», то его использование не рекомендуется. Вместо него следует применять только приведенный выше термин «молярная концентрация».

Молярная концентрация эквивалента растворенного вещества

Молярная концентрация эквивалента - это следствие закона эквивалентов, по которому вещества в химических реакциях реагируют в эквивалентных количествах.

Молярная концентрация эквивалента вещества наиболее сложна для понимания. Решение задач на молярную концентрацию эквивалента вещества часто вызывает затруднения, в них чаще допускаются ошибки. Поэтому более подробно рассмотрим данный вид концентрации. Сначала введём основные понятия.

Фактор эквивалентности $f_{\text{экв}}$(X) — число, равное той доле частицы X, которая является эквивалентом вещества в данной реакции. Объясню «на пальцах» что это означает. В любом типе химической реакции существует наименьшее химическое взаимодействие (в ионных реакциях это реакция одного однозарядного иона, в окислительно-восстановительных реакциях — реакция с переходом одного электрона). Однако многие частицы способны к неоднократно осуществлять наименьшее химическое взаимодействие (в ионных реакциях, например, частица может содержать многозарядный ион, или несколько однозарядных, в окислительно-восстановительных реакциях— молекула окислителя или восстановителя соответственно принимает или отдаёт

несколько электронов). Для веществ различной природы фактор эквивалентности определяется по-разному.

- Для кислот $f_{экв}$ равен единице, деленной на основность кислоты (основность — количество ионов H^+ в молекуле кислоты). Например, $f_{экв}(H_2SO_4) = ½$, $f_{экв}(H_3PO_4) = ⅓$, $f_{экв}(HCl) = 1$. Если в химической реакции в кислоте замещаются не все ионы водорода (например, образуется кислая соль), то соответственно фактор эквивалентности увеличивается, в этом случае он равен единице деленной на количество замещённых ионов водорода.
- Для оснований $f_{экв}$ равен единице, деленной на кислотность основания (кислотность — количество гидроксильных групп в основании). Например, $f_{экв}(Ca(OH)_2) = ½$, $f_{экв}(Fe(OH)_3) = ⅓$, $f_{экв}(NaOH) = 1$. Если в химической реакции в основании замещаются не все гидроксид-ионы (например, образуется основная соль), то соответственно фактор эквивалентности увеличивается, в этом случае он равен единице деленной на количество замещённых гидроксид-ионов.
- Для солей $f_{экв}$ равен единице, деленной на произведение количества катионов и их заряда. Например, $f_{экв}(FeCl_3) = ⅓$, $f_{экв}(Al_2(SO_4)_3) = ⅙$, $f_{экв}(KCl) = 1$.
- Для веществ, участвующих в окислительно-восстановительных реакциях, $f_{экв}$ равен единице, деленной на количество электронов, которое вещество отдаёт или получает при протекании ОВР. Например, $f_{экв}(KMnO_4) = ⅕$, $f_{экв}(K_2Cr_2O_7) = ⅙$. Эти факторы эквивалентности приведены для реакции восстановления этих веществ в кислой среде. В зависимости от среды перманганат калия может принимать 5, 3 или 1 электрон, соответственно фактор эквивалентности равен ⅕, ⅓, 1.

Эквивалент $f_{экв}$(X)X — реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях и реакциях ионного обмена равноценна одному атому или одному иону водорода. Так, эквиваленты серной кислоты и ортофосфорной кислоты, так же как и гидроксидов кальция и алюминия в реакциях полной нейтрализации, соответственно равны 1/2 и 1/3 доле частицы X: $½H_2SO_4$, $⅓H_3PO_4$, $½Ca(OH)_2$ и $⅓Al(OH)_3$. Для оксида олова (IV) и сульфата алюминия эквивалентами будут условные частицы $¼SnO_2$ и $⅙A1_2(SO_4)_3$. В тех случаях, когда $f_{экв}$=1, эквивалент идентичен самой частице X. В окислительно-восстановительных реакциях эквивалент вещества — та условная частица, которая принимает (окислитель) или отдает (восстановитель) один электрон. Так, в кислой среде ион MnO_4^- принимает 5 электронов, поэтому $f_{экв}$ для $KMnO_4$ равен ⅕, а эквивалент перманганата калия — $⅕KMnO_4$.

Молярная масса эквивалента $M(f_{экв}(X)X)$ — произведение фактора эквивалентности на молярную массу вещества. Так, молярная масса эквивалента иона алюминия $M(⅓Al^{3+})$ = $^{27}/_{3}$=9 г/моль. Молярная масса эквивалента серной кислоты $M(½H_2SO_4)$ = ½(H_2SO_4) = 98/2=49 г/моль.

Числовое значение молярной массы эквивалента для элементов равно отношению их относительной атомной массы к валентности; например, для алюминия это будет 27/3=9.

Количество вещества эквивалента $n(f_{экв}(X)X)$ = $\dfrac{n(X)}{f_{экв}(X)}$

Отсюда при известных значениях $f_{экв}$ и одного из n можно найти значение второго n. Так, если n(½Ca) = 1 моль, то $n(Ca^{2+}) = n(½Ca^{2+})\cdot f_{экв}(Ca^{2+})$ = 1 моль·½ = ½ моль или, если $n(Ca^{2+})$=2 моль, то $n(½Ca^{2+})\cdot = n(Ca^{2+})/f_{экв}(Ca^{2+})$ =2 моль/½ = 4 моль.

Молярная концентрация эквивалентов вещества В (символ $c_{эк}$ (В), единица — моль/дм^3 или моль/л) равна отношению количества эквивалентов вещества В $n_{эк}$(В) к объему раствора $V_р$:

$$c_{эк}(В) = \frac{n_{эк}(В)}{V_p} = \frac{m_В z_В}{M_В V_p}.$$

Здесь $z_в$ связано с фактором эквивалентности отношением:

$$f_{экв}(В) = \frac{1}{z_В}$$

Как и в молярной концентрации, в молярной концентрации эквивалента существует сокращённая форма записи концентрации — «н». Например, 0,2н раствор означает раствор с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л.

Размерность молярной концентрации эквивалентов моль/л.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что называется растворимостью, раствором, растворенным веществом и растворителем?
2. Что называется концентрацией раствора и какие виды концентрации раствора наиболее часто используют в практической деятельности?
3. Определение массовой доли растворенного вещества, единицы измерения этой концентрации, её устаревшее название?
4. Формула расчета массовой доли с указанием единиц измерения всех величин, входящих в данную формулу.
5. Каков физический смысл этой концентрации? Что такое 5 % раствор глюкозы?

6. Формула расчета массы раствора по плотности раствора с указанием единиц измерения всех величин, входящих в данную формулу.
7. Из массы каких компонентов складывается масса раствора?
8. Определение молярной концентрации растворенного вещества, единицы измерения этой концентрации, её устаревшее название.
9. Формула расчета молярной концентрации растворенного вещества с указанием единиц измерения всех величин, входящих в данную формулу.
10. Каков физический смысл этой концентрации?
11. Определение молярной концентрации эквивалента растворенного вещества, единицы измерения этой концентрации, её устаревшее название.
12. Расчет молярной массы эквивалента оксида, гидроксида, кислоты, соли.
13. Формула расчета молярной концентрации эквивалента растворенного вещества с указанием единиц измерения, всех величин, входящих в данную формулу.
14. Каков физический смысл молярной концентрации эквивалента растворенного вещества?
15. Зависят ли молярная концентрация растворенного вещества и молярная концентрация эквивалента растворенного вещества от температуры?
16. **Решите задачи** из учебного пособия З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “ АСТ - Астрель”, 2004, глава 3: **№ 142 а, 143 б, 164, 176, 204 а, 206 в, 216**.

Литература для подготовки к занятию

1. Лекции
2. З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “АСТ - Астрель”, 2004.

ЗАНЯТИЕ № 2

Тема семинара: «Химическое равновесие. Кислотно-основное равновесие в растворе. Водородный показатель. Гидроксильный показатель»

Актуальность темы. Водородный показатель pH широко используется при биохимических исследованиях, а также клинической и фармакологической практике для характеристики кислотно-щелочных свойств биологических сред и лечебных препаратов. Для нормальной жизнедеятельности организма важно

постоянство pH всех физиологических жидкостей. Кроме того, характер среды (кислый, нейтральный, основной) существенно влияет на характер процессов, протекающих в атмосфере, гидросфере, почве и даже приводит к возникновению серьезных экологических проблем, гибели растений и животных. Вот почему изучение данной темы так важно для студентов биологов и экологов.

Цель: выработать умение решать теоретические и практические задачи по расчету концентрации ионов водорода (гидроксид – ионов), pH в растворах сильных и слабых кислот и оснований. **Задачи:** 1) закрепить понятие о сильных и слабых кислотах и основаниях; 2) усвоить понятие и кислой, щелочной и нейтральной среде и характеристике с их помощью pH и pOH; 3) уметь применять теоретические знания для расчетов pH, pOH, $[H^+]$, $[OH^-]$ в растворах; 4) научиться определять влияние различных факторов на химическое равновесие.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Все химические (и биохимические) реакции можно разделить на:

1) **обратимые**, идущие как в прямом, так и обратном направлении:

$$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI;$$

2) **необратимые**, идущие только в одном направлении:

$$AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl + KNO_3.$$

Рассмотрим обратимые реакции:

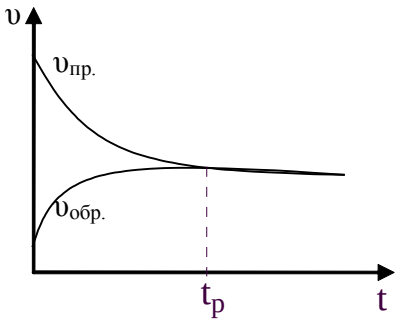
$$aA+bB \leftrightarrow cC+dD.$$

В первый момент реакции скорость прямой реакции значительно больше, чем обратной.

$$\nu_{пр} = k_{пр} \cdot [A]^a \cdot [B]^b;$$

$$\nu_{обр} = k_{обр} \cdot [C]^c \cdot [D]^d.$$

Это и понятно, концентрации исходных веществ значительно больше. Постепенно исходные вещества расходуются, их концентрации уменьшаются, и скорость прямой реакции падает. Концентрации продуктов, наоборот, увеличиваются, а скорость обратной реакции возрастает.



В определенный момент времени достигается такое состояние, когда $\upsilon_{пр} = \upsilon_{обр}$. Это состояние называется **химическим равновесием.**

Различают **истинное и ложное химические равновесия.**

1. Истинное химическое равновесие.

Его признаки:

а) при отсутствии внешних воздействий состояние равновесия сохраняется неизменным во времени;

б) при изменении внешних условий состояние равновесия изменяется;

в) при восстановлении исходных внешних условий состояние равновесия также восстанавливается.

Пример такого равновесия – равновесие в системе:

$$N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$$

При нагревании в замкнутом объеме бесцветный димер N_2O_4 переходит в NO_2 – бурый газ. Вы увидите изменение окраски сосуда, соответствующее этому процессу.

При охлаждении до исходной температуры вновь образуется димер N_2O_4, и окраска газа в сосуде исчезает (или бледнеет).

2. Ложное химическое равновесие.

Его признаки:

а) при отсутствии внешних воздействий состояние равновесия сохраняется неизменным во времени;

б) при изменении внешних условий происходит необратимый процесс, т.е. при восстановлении исходных внешних условий состояние равновесия не восстанавливается.

В отличие от истинного, ложное равновесие не является динамическим.С термодинамических позиций для истинного равновесия $\Delta G = 0$; для ложного $\Delta G < 0$.

Состояние равновесия обратимой химической реакции характеризуется константой равновесия.

$$\nu_{пр.} = \nu_{обр.};$$

$$k_{пр.} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_{обр.} \cdot [C]^c \cdot [D]^d;$$

$$\underbrace{\frac{k_{пр.}}{k_{обр.}}}_{константа} = \underbrace{\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}}_{переменные\ величины} = K_c \text{ – концентрационная константа.}$$

Константа равновесия ($K_{равн}$, или K_c)– это отношение произведения концентраций продуктов реакции к концентрациям исходных веществ

в степенях, соответствующих их стехиометрическим коэффициентам в уравнении химической реакции.

Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ, температуры и не зависит от концентрации.

Для гетерогенных систем в уравнение $K_{равн}$ входят концентрации веществ в газообразном или жидком состоянии, а также в растворенном.

Для гомогенных газовых реакций при небольшом давлении, когда газ подчиняется законам идеального газа, вместо концентраций можно использовать соответствующие парциальные давления. Ведь они по уравнению Клапейрона–Менделеева (Бенуа Поль Эмиль Клапейрон, Дмитрий Иванович Менделеев) пропорциональны концентрациям газообразных веществ.

$$pV = nRT; \qquad c = \frac{n}{V} \Rightarrow c = \frac{p}{RT}.$$

Константа равновесия может принимать следующие численные значения:

1) **> 1** – это значит, что при данном химическом равновесии в системе преобладают продукты реакции. Говорят, что равновесие смещено вправо, или в сторону продуктов реакции;
2) **< 1** – при данном химическом равновесии в системе преобладают исходные вещества. Говорят, что равновесие смещено влево, или в сторону исходных веществ;
3) **= 1** – при данном химическом равновесии в системе исходные вещества и продукты находятся в равных количествах.

Вспомним, что $K_{равн}$ зависит от внешних условий, например, от температуры. При изменении температуры в системе, находящейся в состоянии равновесия, с $K_{равн} = K_1$ (например, 10,5) истинное равновесие смещается вправо или влево до установления нового равновесия с другой $K_{равн}$ равно, например, 15,3 (если вправо) или $1 \cdot 10^{-5}$ (если влево).

$K_{равн}$ химической реакции связана с изобарно-изотермическим потенциалом.

$$\Delta G = -RT \ln K_{равн};$$

$$K_{равн} = e^{\frac{-\Delta G}{RT}}.$$

Влияние различных факторов на состояние истинного химического равновесия системы качественно отображается **принципом Анри Луи Ле-Шателье**: *при всяком внешнем воздействии на систему в состоянии химического равновесия, в ней протекают процессы, приводящие к уменьшению этого воздействия.*

Примеры:

1) при увеличении концентрации исходных веществ равновесие смещается в сторону их расходования (вправо), т.е. в сторону образования продуктов, и наоборот;

2) при увеличении температуры равновесие смещается в сторону реакции, поглощающей тепло, – эндотермической;

3) при увеличении давления равновесие смещается в сторону меньшего объема, т.е. в сторону протекания реакций, идущих с уменьшением числа моль газообразных веществ. При взаимодействии веществ в твердых и жидких фазах давление практически не влияет, так как объем системы меняется мало.

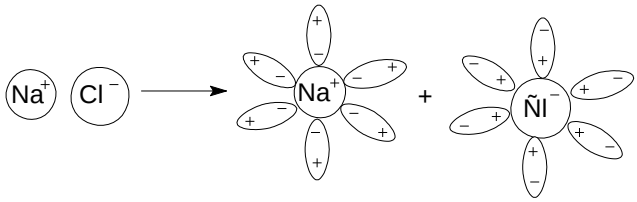
Например:

$$3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3.$$

1. С увеличением температуры равновесие смещается влево, так как это эндотермическая реакция.
2. С увеличением давления равновесие смещается в сторону меньшего объема, т.е. в сторону меньшего числа моль газообразных веществ, в данном случае в сторону образования продуктов реакции, или вправо.
3. С увеличением концентрации NH_3, который является продуктом реакции, равновесие смещается в сторону образования исходных веществ, т.е. влево.
4. С увеличением концентрации H_2, который является исходным веществом, равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции, т.е. вправо.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

<u>Электролитическая диссоциация</u> – это сложный физико-химический процесс, обычно включающий две стадии взаимодействия растворённого вещества и растворителя, которые приводят к образованию сольватированных (или для растворителя воды — гидратированных) молекул ионов.



Электролитическая диссоциация наблюдается в полярных растворителях. Растворенные вещества, участвующие в электролитической диссоциации, называются электролитами.

Электролиты – вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. Это вещества с ионным или ковалентным полярным числом связи (NaCl – ионная, NH_2—CH_2—COOH – ковалентная полярная).

Электролитическая диссоциация – это обратимый процесс.

$$A_nB_m \leftrightarrow nA^{m+} + mB^{n-}$$

т. е. характеризуется $К_р$, которая называется константой диссоциации и определяется по формуле:

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

Электролиты, в разбавленных растворах которых нет недиссоциированных молекул – это **сильные электролиты**. Говорят, что сильные электролиты в разбавленных растворах диссоциированы полностью. Для них $К_д$ не имеет смысла, так как концентрация молекул равна 0.

Слабые электролиты характеризуются малыми значениями $К_д < 10^{-3}$, для большинства слабых электролитов значения $К_д$ приведены в справочниках.

$К_д$ зависит от:

1) природы растворенного вещества;
2) природы растворителя;
3) температуры.

Не зависит от концентрации, но только в разбавленных растворах.

Ещё одна характеристика процесса электролитической диссоциации – **степень диссоциации**:

$$\alpha = \frac{\text{число молекул растворенного в-ва, образовавших ионы}}{\text{общее число молекул растворенного вещества}}$$

α зависит от:

1) природы растворённого вещества (электролита);
2) природы растворителя;

3) температуры;

4) концентрации раствора;

5) от присутствия одноимённого иона.

Например:

$$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

Если в системе увеличить $[CH_3COO^-]$, то по принципу Ле-Шателье, равновесие смещается вправо, тогда $\alpha_{дис\text{-}ции}$ уменьшается.

Как можно увеличить $[CH_3COO^-]$ иона? Добавить, например, к раствору кислоты ее соль

$$NaCH_3COO \rightarrow Na^+ + CH_3COO^-$$

Степень диссоциации и $К_д$ связаны между собой **законом разбавления Оствальда** (Фридриха Вильгельма Оствальда).

	AB	$\leftrightarrow A^+$	$+ B^-$
исходные концентрации	c	0	c
равновесные концентрации	(c - αc)	αc	αc

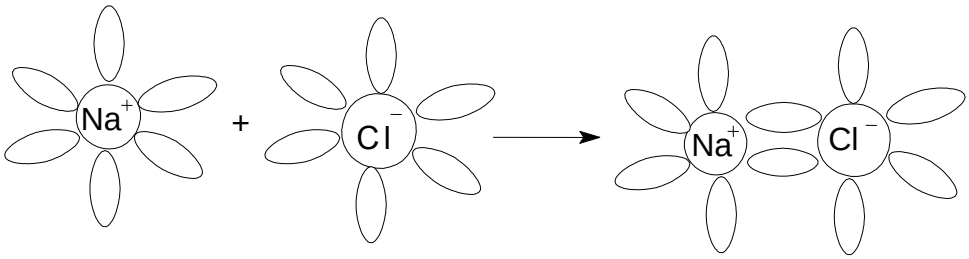
$$K_Д = \frac{\alpha c \cdot \alpha c}{(c - \alpha c)} = \frac{\alpha^2 c^2}{c(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 c}{1-\alpha}$$

если $\alpha << 1$, то $К_д = c \cdot \alpha^2$, тогда

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_Д}{c}}$$

Если $\alpha = 0$, то это растворённое вещество является неэлектролитом.

Сильные электролиты в концентрированном растворе диссоциируют полностью, но затем часть разноимённых ионов из-за взаимного притяжения образуют так называемые ионные пары. Ионы в них не связаны друг с другом непосредственно, а через слои молекул воды.



В остальном ионные пары ведут себя как молекулы, поэтому α, которая определяется для сильных электролитов экспериментально по их электрической проводимости, ниже истинных и называется эта **α** – **кажущаяся степень диссоциации.**

Для оценки состояния ионов сильного электролита в растворе, пользуются более точной величиной, называемой **активностью**. Это условная концентрация иона, соответственно которой он действует в химических реакциях.

$$a = f \times C$$

f – коэффициент активности, в разбавленных растворах f ~ 1, т. к. расстояние между ионами велико и мало ионных пар.

Электролитическая диссоциация и ионное произведение воды

Вода – слабый электролит.

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$$

$$K_Д = \frac{[H^+]\cdot[OH^-]}{[H_2O]}$$

При 25 °С $K_д = 1{,}821\times10^{-16}$

α воды так же очень мала, из 550 миллионов молекул воды диссоциирует только одна. Значит, $[H_2O]$ = const при 25 °С. Плотность воды при 25 °С равна 0,99707 г/см^3 (г/мл)

Найдём её молярную концентрацию.

$$[H_2O] = c_M(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{997{,}07}{18\times1} = 55{,}35 моль/л$$

Тогда $K_\omega = [H^+]\times[OH^-] = 55{,}35\times1{,}821\times10^{-16} = 1{,}00\times10^{-14}$

Это называется ионное произведение воды.

$$[H^+] = \frac{K_\omega}{[OH^-]}$$

$$[OH^-] = \frac{K_\omega}{[H^+]}$$

Если $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, то вода является чистой, среда является нейтральной; $[H^+] > [OH^-] > 10^{-7}$ моль/л (10^{-3}, например)– кислотная среда; $[H^+] < [OH^-] < 10^{-7}$ моль/л (например, 10^{-9}) – щелочная среда.

$-\lg[H^+]$ = pH (водородный показатель)

$-\lg[OH^-]$ = pOH (гидроксильный показатель)

pH + pOH = 14

pH > 7 – щелочная среда

pH < 7 – кислотная среда

pH физиологических жидкостей имеет определённый интервал.

У человека:

1) pH (желудочного сока) = 1,65 (0,9 – 2,0);

2) pH (тканевых жидкостей) = 7,1 – 7,2, кроме тканевой жидкости мышц (pH = 6,8);

3) pH (плазмы крови) = 7,36 (7,25 – 7,44)

Контрольные вопросы и задачи

1. Какие реакции называются обратимыми и необратимыми?
2. Каковы признаки а) истинного химического равновесия, б) ложного химического равновесия?
3. Понятие константы химического равновесия, ее математическое выражение для гомогенной и гетерогенной реакции.
4. Факторы, вызывающие смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье, его применение.
5. Как влияет на состояние химического равновесия а) повышение концентрации продуктов реакции; б) понижение концентрации исходных (реагирующих) веществ; в) повышение температуры в системе; г) повышение давления в системе.
6. Что такое электролитическая диссоциация? Каковы основные положения теории электролитической диссоциации?
7. Что такое электролиты, неэлектролиты? Какие классы неорганических веществ являются электролитами?
8. Какие электролиты называют сильными, слабыми, а какие – электролитами средней силы?

9. Что такое степень диссоциации? От каких факторов она зависит?
10. Что такое константа диссоциации, как она записывается, от каких факторов зависит?
11. Для характеристики диссоциации каких электролитов используют константу и степень диссоциации? В каких случаях их не используют?
12. Закон разбавления Оствальда. Активность ионов в растворе.
13. Как диссоциируют в растворе сильные и слабые кислоты (основания)?
14. Формулу расчета $[H^+]$ в растворах сильных и слабых кислоты и оснований.
15. Что такое ионное произведение воды? Чему оно равно?
16. Формулы, связывающие $[H^+]$, $[OH^-]$ и ионное произведение воды.
17. Концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в воде и водных растворах. Понятие о кислой, щелочной и нейтральной среде.
18. Что такое водородный и гидроксильный показатель? Формулы их расчета и связи между ними.
19. Характеристика среды с помощью водородного показателя.
20. Значения pH основных физиологических жидкостей.
21. Последствия смещения кислотно-основного баланса живого организма в кислую (ацидоз) или щелочную сторону.
22. **Решите задачи** из учебного пособия З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “ АСТ - Астрель ”, 2004, глава 8: **№. 438 а), 440 а), 441 а), 460 а), 462 а), 467, 472 б).**

Методические указания для самоподготовки

1. Смотрите указания к занятию 1 № 1-7**.**
2. При решении задач 460а), 462а) **используйте образцы решения** на странице 161 – 162. При решении задач 467, 472б) **используйте образцы решения** на странице 169 – 170 из литературного источника 2.
3. Для решения задач **необходимо знать** правила нахождения логарифмов и антилогарифмов различных чисел, их произведений.

Литература для подготовки к занятию

1. Лекции
2. З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “ АСТ - Астрель ”, 2004, глава 8.

3. Никольский А.Б., Суворов А.В. Химия. Учебник для ВУЗов. СПб.: Химиздат, 2004.
4. Неорганическая химия: в 3 т. Учебник для ВУЗов. /Под ред. Ю.Д. Третьякова. М.: ACADEMA, 2004. Т. 1.
5. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов. 2-е изд. М.: Дрофа, 2002. 448 с.
6. Неорганическая химия (биогенные и абиогенные элементы): Учебник для ВУЗов. Под ред. В.В. Егорова. М.: Лань, 2012. 256 с.

Лабораторная работа № 1

Химическое равновесие

Цель занятия: закрепить в памяти понятие химического равновесия и основные факторы, влияющие на состояние химического равновесия; научиться применять на практике принцип Ле-Шателье, определять и объяснять направление смещения химического равновесия.

Рекомендации для самоподготовки

1. При подготовке к лабораторной работе ***выучите весь необходимый теоретический материал*, используя лекции.**
2. ***Ответьте на поставленные вопросы*** для подготовки к лабораторной работе.
3. ***Полностью оформите отчет*** по лабораторной работе, отвечая на все поставленные вопросы и выполняя все задания.
4. В конце каждого опыта ***сделайте вывод в соответствии с названием опыта***. Вывод – это теоретическое положение, которое подтверждено экспериментом, проведенном в данном опыте. Например, в опыте 1 вы изучаете влияние концентрации исходных веществ на химическое равновесие. Вывод к этому опыту: при повышении концентрации исходных веществ химическое равновесие смещается в сторону их расходования, т.е. в сторону образования продуктов реакции (вправо) и наоборот.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Что такое химическое равновесие?
2. Для каких реакций характерно состояние химического равновесия?
3. Что такое константа химического равновесия? Как она характеризует равновесие?

4. Каковы признаки а) истинного химического равновесия, б) ложного химического равновесия?
5. Определение принципа Ле-Шателье.
6. Как влияет на состояние химического равновесия

a) повышение концентрации продуктов реакции;
b) понижение концентрации исходных (реагирующих) веществ;
c) повышение температуры в системе;
d) повышение давления в системе.

Выполнение работы

<u>Опыт 1.</u> Влияние концентрации исходных веществ и продуктов реакции на химическое равновесие

<u>Выполнение опыта</u>. Для опыта удобно воспользоваться следующей реакцией:

$$FeCl_3 + 3KSCN <=> Fe(SCN)_3 + 3KCl$$

Из веществ этой системы $Fe(CNS)_3$ интенсивно окрашено в красный цвет, разбавленный раствор $FeCl_3$ слабо окрашен в желтый цвет, А растворы KCNS и KCl - бесцветны. Поэтому любое изменение концентрации сказывается на изменении окраски раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации исходных веществ и продуктов.

Запишите выражение концентрационной константы равновесия данной реакции:

_____

Укажите, какие из веществ являются реагирующими веществами, а какие продуктами реакций.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Приготовленный инженерами раствор налейте по 1 мл в 4 пробирки. В первую пробирку добавьте 1 мл 0.3 М раствора $FeCl_3$, во вторую – 1 мл 0.6 М раствор KCNS, или NH_4CNS, а в третью – 2 микрошпателя кристаллического хлорида калия или хлорида аммония. Четвертую пробирку оставьте для сравнения окраски как контрольную.

Результаты опытов сведите в таблицу

	Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (влево, вправо)

Используя принципы Ле-Шателье, объясните изменения окраски в 1,2,3 пробирках по образцу:

1) FCl_3 – это исходное вещество, при увеличении его концентрации химическое равновесие смещается в сторону его расходования т.е. в сторону образования продуктов реакции (вправо)
2) _____

_____

_____

_____

_____

3) _____

_____

_____

_____

_____

Сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ и продуктов реакции на химическое равновесие.

Вывод:_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

<u>Опыт 2.</u> Обратимость химического равновесия

<u>Выполнение работы.</u> В растворах, содержащих шестивалентный хром, существует равновесие:

$2CrO_4^{2-} + 2H^+ <=> Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

хромат-ион бихромат-ион

(желтый) (оранжевый)

Изменение концентрации ионов водорода смещает это равновесие. Запишите выражение константы равновесия данной реакции

_____

Чем являются ионы водорода в этой реакции – исходными веществами, или продуктами реакции?

_____

В химический стаканчик налейте небольшое количество 10 % раствора $K_2Cr_2O_7$. Какой цвет этого раствора?_____

К этому раствору по каплям добавьте концентрированный раствор щелочи и наблюдайте изменение окраски. Когда раствор станет желтым, добавьте по каплям концентрированную серную кислоту, наблюдайте появление оранжевой окраски.

Объясните, как влияет добавление щелочи и кислоты на концентрацию ионов H^+_____

_____

_____

_____

_____

В каком направлении смещается равновесие рассматриваемой реакции вследствие уменьшения концентрации ионов H^+, почему?_____

_____

_____

_____

_____

Почему при добавлении кислоты восстанавливается оранжевая окраска раствора?_____

_____

_____

_____

Какое свойство химического равновесия Вы изучили в этом опыте?

_____

_____

Признаком ложного или истинного химического равновесия оно является?

_____

_____

Сделайте вывод об обратимости химического равновесия, укажите его признаки.

Вывод:_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

<u>Опыт 3</u>. Влияние температуры на химическое равновесие

<u>Выполнение работы</u>. При комнатной температуре протекает обратная реакция:

$$2NO_2 <=> N_2O_4 + 13 \text{ ккал}$$

Диоксид азота NO_2 – бурый газ, оксид N_2O_4 – бесцветен. Поэтому направление, в котором смещается равновесие этой реакции, легко определить по изменению окраски. Для проведения опыта возьмите стеклянную трубку, концы которой раздуты, опустите один её конец в стакан с горячей водой, другой – в стакан с холодной водой или снегом. Запишите наблюдаемое изменение цвета газовой смеси в цилиндрах прибора

при нагревании

при охлаждении

Напишите выражение константы равновесия реакции:

_____

Экзо- или эндотермической является прямая реакция?_____

Как смещается равновесие реакции: а) при нагревании б) при охлаждении?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Дайте объяснение наблюдаемому явлению в соответствии с принципом Ле- Шателье _____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Опыт 4. Влияние температуры на химическое равновесие

Выполнение работы. При взаимодействии йода с крахмалом образуется синее вещество сложного состава (йодкрахмал). Реакция экзотермическая и равновесие её условно можно представить схемой:

йод + крахмал <=> йодкрахмал ($\Delta H<0$).

В пробирку налейте 1 мл раствора крахмала и добавьте 3 капли 0,1 н раствора йода (до появления синей окраски). Нагрейте пробирку и наблюдайте изменение окраски (обесцвечивание). Затем охладите пробирку водой из-под крана. Синее окрашивание снова появится.

Экзо- или эндотермической является прямая реакция?_____

_____

Как смещается равновесие реакции: а) при нагревании, б) при охлаждении?_____

_____

_____

_____

_____

_____

Дайте объяснение наблюдаемому явлению в соответствии с принципом Ле-Шателье._____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Сделайте вывод к опытам 3 и 4 о влиянии температуры на химическое равновесие.

Вывод_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

ЗАНЯТИЕ № 3

Тема семинара: «Гидролиз солей»

Актуальность темы. Процессы гидролиза вместе с процессами растворения играют важную роль в обмене веществ. С ними связано поддержание постоянного значения pH крови и тканевых жидкостей. Учет явлений гидролиза необходим для правильной оценки причин и последствий действия на организм различных веществ, начиная от лекарств, и заканчивая ядами. При решении вопроса о возможности назначения одновременно нескольких лекарств для лечения также необходимо учитывать их подверженность гидролизу.

Цель: выработать умение записывать уравнения реакций гидролиза всех типов солей по всем ступеням и определять характер среды в их растворах

Задачи: 1) научиться определять тип соли и характер ее гидролиза; 2) научиться определять число ступеней гидролиза соли и записывать уравнения реакции гидролиза различных солей по всем ступеням; 3) научиться записывать выражения констант гидролиза всех типов солей по всем ступеням и определять характер среды в их растворах.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

В общем случае **гидролиз** – это разложение (обменное взаимодействие) веществ водой.

В жизнедеятельности живых организмов важную роль играет гидролиз, как органических веществ, так и неорганических соединений.

Органические вещества, подвергающиеся гидролизу в живых организмах, обычно содержат сложноэфирные, гликозидные и амидные связи, которые собственно и подвергаются гидролизу.

Остановимся на гидролизе минеральных солей.

Гидролиз солей – обратимое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к изменению равновесия между ионами водорода и гидроксид-ионами в растворе.

Гидролиз солей идет лишь в тех случаях, когда в результате гидролиза образуются малодиссоциирующие соединения. Понятно, что гидролизуются растворимые в воде соли.

Количественными характеристиками гидролиза являются степень и константа гидролиза.

$$h = \frac{\text{число гидролизовавшихся молекул}}{\text{общее число молекул}}$$

Степень гидролиза h зависит:

1) от природы растворимого вещества (соли). Молекула любой соли состоит из аниона(кислотного остатка) и катиона – остатка (части) основания. Чем слабее кислота (или основание), из которых образована соль, тем больше степень гидролиза. Или, другими словами, чем меньше $K_Д(\alpha)$ продукта гидролиза, тем больше степень гидролиза;

2) от концентрации соли – с уменьшением концентрации соли степень гидролиза увеличивается;

3) от температуры – гидролиз – это эндотермический процесс, т.е. с повышением температуры степень гидролиза увеличивается.

Известно несколько случаев гидролиза. Соли образуются при взаимодействии кислоты и основания (реакции нейтрализации). Катион соли – это катион основания, а анион – это кислотный остаток (анион) кислоты.

1.Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.

$$KCN + H_2O \leftrightarrow HCN + KOH;$$

$$K^+ + CN^- + H_2O \leftrightarrow HCN + K^+ + OH^-;$$

$$CN^- + H_2O \leftrightarrow HCN + OH^-.$$

Среда в растворе такой соли будет щелочной, $[OH^-] > 10^{-7}$ моль/л, pH > 7.

$$K_{Д} = \frac{[OH^-]\cdot[HCN]}{[CN^-]\cdot[H_2O]} \Rightarrow K_{Д}[H_2O] = \frac{[OH^-]\cdot[HCN]}{[CN^-]} = K_{Г};$$

$$[OH^-] = \frac{K_{\omega}}{[H^+]} \Rightarrow K_{Г} = \frac{K_{\omega}[HCN]}{[CN^-]\cdot[H^+]};$$

$$K_{Д(HCN)} = \frac{[H^+]\cdot[CN^-]}{[HCN]}, \text{ а } \frac{[HCN]}{[H^+]\cdot[CN^-]} = \frac{1}{K_{Д(HCN)}};$$

$$K_{Г} = \frac{K_{\omega}}{K_{Д(к\text{-}ты)}}.$$

Эта формула константы гидролиза ($K_Г$ или K_h) применима для данного типа солей.

$K_Г$ зависит:

1) от природы соли – чем слабее кислота и основание (или основание), образующее соль, тем больше $K_Г$;

2) температуры – так как гидролиз — это эндотермический процесс, то с повышением температуры $K_Г$ увеличивается.

$K_Г$ не зависит от концентрации соли. Численные значения $K_Г$ при стандартных условиях помещены в справочниках.

Соли слабых многоосновных кислот и сильных оснований гидролизуются ступенчато.

I ступень:

$$Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NaOH + NaHCO_3;$$

$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow OH^- + HCO_3^-.$$

В реакции принимает участие 1 моль воды. При этом образуется NaOH и кислая соль.

$$K_{Г_1} = \frac{K_{\omega}}{K_{Д_2(к\text{-}ты)}}.$$

Диссоциация угольной кислоты походит в две ступени:

$$H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-;$$

$$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}.$$

Соли этой кислоты также гидролизуются в две ступени. По II ступени процесс гидролиза идет незначительно при обычных условиях.

IIступень

$$NaHCO_3 + H_2O \leftrightarrow NaOH + H_2CO_3;$$

$$HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow OH^- + H_2CO_3.$$

$$K_{Г_2} = \frac{K_\omega}{K_{Д_1(к\text{-}ты)}};$$

$$K_{Г(1)} >> K_{Г(2)}.$$

Общая закономерность процесса ступенчатого гидролиза соли такова, что гидролиз по II и последующим ступеням практически не идет в обычных условиях. Так как гидролиз – эндотермический процесс, то усилить его, т.е. добиться протекания по II и последующим ступеням, можно нагреванием системы.

Накопление ионов OH^- в растворе данного типа соли препятствует гидролизу, т.е. по принципу Ле-Шателье гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты подавляется прибавлением сильного основания и усиливается прибавлением кислоты.

2.Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой. Сильные основания – это основания щелочных и щелочно-земельных (Ca, Sr, Ba) металлов.

$$NH_4Cl + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + HCl;$$

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+.$$

$$K_Г = \frac{K_\omega [NH_4OH]}{[OH^-]\cdot[NH_4^+]} = \frac{K_\omega}{K_{Д(NH_4OH)}}.$$

Соли многозарядных оснований также гидролизуются ступенчато. Число ступеней равно кислотности слабого основания, образующего соль.

Iступень

$$ZnCl_2 + H_2O \leftrightarrow ZnOHCl + HCl;$$

$$Zn^{2+} + H_2O \leftrightarrow ZnOH^+ + H^+.$$

$$K_{Г_1} = \frac{K_\omega}{K_{Д_2(осн)}}.$$

II ступень

$$ZnOHCl + H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 + HCl;$$

$$ZnOH^+ + H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 + H^+,$$

pH < 7, среда кислая, $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л;

$$K_{Г_2} = \frac{K_\omega}{K_{Д_1(осн)}};$$

$$K_{Г(1)} >> K_{Г(2)}.$$

Гидролиз также идет преимущественно по первой ступени, по последующим ступеням практически не идет при обычных условиях.

Повышением температуры или добавлением основания можно добиться гидролиза по последующим ступеням для данного типа солей.

3.Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой.

I. Самый простой вариант гидролиза такого типа солей: катион и анион – однозарядные, т.е. слабая кислота, образующая соль, – одноосновная, а слабое основание – однокислотное. Гидролиз идет в одну стадию.

$$NH_4CN + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + HCN;$$

$$NH^{4+} + CN^- + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + HCN.$$

Для определения pH необходимо сравнить $K_{Д(к\text{-}ты)}$ и $K_{Д(осн)}$.

$K_{Д(к\text{-}ты)} = 6{,}2 \cdot 10^{-16}$; $K_{Д(осн)} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

$K_{Д(к\text{-}ты)} < K_{Д(осн)}$, т.е. $[OH^-] > [H^+]$, а значит, pH > 7. Среда слабоосновная, так как основание слабое и концентрация OH^- невелика.

$$K_Г = \frac{[HCN]\cdot[NH_4OH]}{[NH_4^+]\cdot[CN^-]} \times \frac{K_\omega}{[OH^-]\cdot[H^+]} = \frac{K_\omega}{K_{Д(осн)} \cdot K_{Д(к\text{-}ты)}}.$$

II. Анион многозарядный, т.е. соль образована слабой многоосновной кислотой и слабым однокислотным основанием. Это в основном соли аммония ($(NH_4)_2CO_3$, $(NH_4)_2S$, $(NH_4)_3PO_4$ и другие).

Гидролиз идет преимущественно по I ступени (в обычных условиях). В результате образуются кислые соли.

Iступень:

$$(NH_4)_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4HCO_3 + NH_4OH,$$

кислая соль

$$2NH_4^+ + CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow NH^+ + HCO_3^- + NH_4OH.$$

$$K_{Г_1} = \frac{K_\omega}{K_{Д(осн)} \cdot K_{Д_2(к\text{-}ты)}}.$$

$K_{Д_2(к\text{-}ты)} = 4{,}8 \cdot 10^{-11}$; $K_{Д(осн)} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

$K_{Д_2(к\text{-}ты)} < K_{Д(осн)}$, т.е. $[OH^-] > [H^+]$, а значит, pH > 7. Среда слабоосновная. При нагревании процесс гидролиза усиливается.

IIступень:

$$NH_4HCO_3 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3 + NH_4OH;$$

$$NH_4^+ + HCO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3 + NH_4OH.$$

$$K_{Г_1} = \frac{K_\omega}{K_{Д(осн)} \cdot K_{Д_1(к\text{-}ты)}}.$$

III. Катион многозарядный, т.е. соль образована слабым многокислотным основанием и слабой одноосновной кислотой. Эта группа солей немногочисленна. Это ацетаты, формиаты Al, Fe, Mg, Cu и других металлов.

Гидролиз идет преимущественно по I ступени, усиливается при нагревании. Образуются основные соли.

I ступень:

$$Cu(CH_3COO)_2 + H_2O \leftrightarrow CuOHCH_3COO + CH_3COOH;$$

$$Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrow CuOH^{+} + CH_3COOH.$$

$$K_{Г_1} = \frac{K_\omega}{K_{Д_2(осн)} \cdot K_{Д(к\text{-}ты)}}.$$

II ступень:

$$CuOHCH_3COO + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)_2 + CH_3COOH;$$

$$CuOH^{+} + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)_2 + CH_3COOH.$$

$$K_{Г_2} = \frac{K_\omega}{K_{Д_1(осн)} \cdot K_{Д(к\text{-}ты)}}.$$

IV. Катион и анион многозарядные, т.е. соль образуют слабая многоосновная кислота и слабое многокислотное основание. Большинство солей этой группы малорастворимые, а значит, гидролизу практически не подвергаются.

А вот растворимые соли, в основном сульфиды трехвалентных металлов, гидролизуются полностью и необратимо, так как образуются осадок гидроксида и летучая кислота, т.е. продукты уходят из зоны реакции, а это сдвигает равновесие вправо.

$$Al_2S_3 + 6H_2O \leftrightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + H_2S\uparrow.$$

Это необратимый процесс, и K_h не рассматривается.

Если это необратимый процесс, то раствор такой соли приготовить невозможно, так как мгновенно происходит полный гидролиз. Он идет уже при хранении таких солей в обычной атмосфере, как известно, содержащей определенный процент воды. Поэтому в таблице растворимости напротив таких солей стоит прочерк. Растворов этих солей не существует.

Способы усиления гидролиза:

1) нагревание, с ростом температуры гидролиз усиливается;

2) разбавление;

3) добавление другой соли. Какой? Надо запомнить следующее правило.

Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, усиливает добавление соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, и наоборот.

Например, в растворе Na_2CO_3при обычных условиях гидролиз идет по I ступени:

$$Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH;$$

$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-.$$

Гидролиз в растворе $Al_2(SO_4)_3$ протекает также по первой ступени:

$$Al_2(SO_4)_3 + H_2O \leftrightarrow 2AlOHSO_4 + H_2SO_4;$$

$$Al^{3+} + H_2O \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+.$$

Если смешать растворы эти двух солей, то ионы H^+ и OH^- взаимно нейтрализуют друг друга (H_2O), т.е. равновесия смещаются вправо и активизируют последующие ступени гидролиза, что в конечном итоге приводит к реакциям:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4;$$

$$Na_2CO_3 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2CO_3;$$

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Na_2CO_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2CO_3 + 3Na_2SO_4;$$

$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2CO_3\uparrow.$$

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не гидролизуются, так как не образуется малодиссоциирующих соединений.

$$NaCl + H_2O \neq NaOH + HCl \text{ (гидролиз не идет!);}$$

сильное основание — сильная кислота

$$Na^+ + Cl^- + H_2O = Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^-;$$

$$H_2O = H^+ + OH^-.$$

В общем виде гидролиз можно представить уравнением:

Исходные концентрации c

$$An^- + H_2O = HAn + OH^-.$$

Равновесные концентрации $c\text{-}ch$ ch ch

$K_Г$ и h связаны уравнением:

$$K_Г = \frac{ch \cdot ch}{c - ch} = \frac{ch^2}{1 - h},$$

при $(1 - h) \approx 1$:

$$K_Г = ch^2 \Rightarrow h = \sqrt{\frac{K_Г}{c}}.$$

С процессом гидролиза солей связано постоянство pH крови и тканевых жидкостей живого организма, так как благодаря гидролизу возможно действие буферных растворов.

Контрольные вопросы и задачи

1. Определение гидролиза солей.
2. Количественные характеристики гидролиза: степень гидролиза и константа гидролиза. Как влияют: природа соли, температура, концентрация раствора, pH среды на степень гидролиза? Факторы, влияющие на константу гидролиза.
3. Типы гидролиза: гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. Ступенчатый гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой многоосновной кислотой. Запись уравнения гидролиза в молекулярном, ионном, кратком ионном виде, запись выражения констант гидролиза данного типа солей по всем ступеням и определение характера среды в их растворах.
4. Типы гидролиза: гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой. Ступенчатый гидролиз соли, образованной слабым многокислотным основанием и сильной кислотой. Запись уравнения гидролиза в молекулярном, ионном, кратком ионном виде, запись выражения констант гидролиза данного типа солей по всем ступеням и определение характера среды в их растворах.
5. Типы гидролиза: гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой. Ступенчатый гидролиз солей данного типа. Запись уравнения гидролиза в молекулярном, ионном, кратком ионном виде, запись выражения констант гидролиза данного типа солей по всем ступеням и определение характера среды в их растворах.
6. По какой ступени преимущественно проходит ступенчатый гидролиз? Как это показать при записи констант равновесия?
7. Соли какого состава не гидролизуются?
8. Что такое совместный гидролиз?
9. Как усилить (подавить) гидролиз?
10. Что такое малорастворимые вещества?
11. Что такое произведение растворимости? Как определить растворимость малорастворимых веществ в воде?
12. Как влияют температура, pH среды, присутствие одноименных ионов на растворимость малорастворимых веществ в воде?
13. Условия осаждения и растворения осадков.

14. **Решите задачи** из учебного пособия З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “ АСТ - Астрель”, 2004. Глава 8: **№ 508 в), ж), 515 з), 521 а), в), 523, 544.**

Методические указания для самоподготовки

Смотрите указания к занятию 1 № 1-7**.**

Литература для подготовки к занятию

1. Лекции
2. З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “ АСТ - Астрель ”, 2004, глава 8.
3. Никольский А.Б., Суворов А.В. Химия. Учебник для ВУЗов. СПб.: Химиздат, 2004.
4. Неорганическая химия: в 3 т. Учебник для ВУЗов. /Под ред. Ю.Д. Третьякова. М.: ACADEMA, 2004. Т. 1.
5. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов. 2-е изд. М.: Дрофа, 2002. 448 с.
6. Неорганическая химия (биогенные и абиогенные элементы): Учебник для ВУЗов. Под ред. В.В. Егорова. М.: Лань, 2012. 256 с.

Лабораторная работа № 2

Гидролиз солей. Кислотно-основные равновесия в водных растворах солей

Цель работы: ознакомиться с понятием гидролиза солей (сущность гидролиза, его особенности, величины, характеризующие гидролиз). Дать понятия о кислотно-основных индикаторах, pH среды. В процессе работы научиться применять необходимый индикатор, уметь определять pH среды, познакомиться со всеми случаями гидролиза солей.

Рекомендации для самоподготовки

1. При подготовке к лабораторной работе ***выучите весь необходимый теоретический материал*, используя лекции.**
2. ***Ответьте на поставленные вопросы*** для подготовки к лабораторной работе.
3. ***Полностью оформите отчет*** по лабораторной работе, отвечая на все поставленные вопросы и выполняя все задания.

4. В конце каждого опыта *сделайте вывод в соответствии с названием опыта*. Вывод – это теоретическое положение, которое подтверждено экспериментом, проведенном в данном опыте.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Что такое гидролиз солей? Как он может протекать в зависимости от состава соли?
2. Что такое сокращенное ионное уравнение, как оно записывается?
3. Что такое степень гидролиза? Как она характеризуется?
4. Что такое pH? Как с помощью различных индикаторов можно определить pH среды?

Выполнение работы

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

Выполнение опыта. В шесть пробирок добавьте по одному микрошпателю кристаллов следующих солей: в первую — ацетата натрия, во вторую — хлорида алюминия, в третью — карбоната натрия, в четвертую — карбоната аммония, в пятую — хлорида калия, в шестую — ацетата аммония. Растворы размешайте. Используя универсальную индикаторную бумагу, определите pH раствора каждой соли. Полученные результаты оформите в таблицу:

№	Формула соли	pH раствора	Реакция среды

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза, выражения констант гидролиза и укажите вид гидролиза каждой соли (простой или ступенчатый). В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакций только для

первой ступени, так как в достаточно концентрированных растворах при нормальных условиях последующие ступени протекают очень слабо.

Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах солей

_____

_____

<u>Опыт 2.</u> Случаи полного необратимого гидролиза солей

<u>Выполнение опыта</u>. В две пробирки внесите по 6 - 8 капель раствора хлорида алюминия. В одну пробирку добавьте такой же объем раствора сульфида аммония, в другую — раствора карбоната натрия. Отметьте выделение сероводорода в первой пробирке и пузырьков диоксида углерода во второй. В обоих случаях в осадок выпадает гидроксид алюминия.

Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций, которые привели к образованию гидроксида алюминия

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия?_____

_____

_____

_____

<u>Опыт 3.</u> Факторы, влияющие на степень гидролиза солей

а) влияние силы кислоты и основания, образующих соль на степень гидролиза

<u>Выполнение опыта</u>. В две пробирки налейте по 1 мл дистиллированной воды. В одну пробирку внесите один микрошпатель кристаллов сульфита натрия, в другую — столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по одной капле фенолфталеина.

Запись данных опыта. Напишите ионные уравнения гидролиза сульфита натрия и карбоната натрия (по первой ступени)

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? В каком растворе концентрация ионов OH^- более высокая? Почему?

_____

_____

_____

_____

_____

Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

б) влияние разбавления на степень гидролиза соли

Выполнение опыта. В пробирку внесите по 2-3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и постоянно по каплям добавляйте воду до выпадения белого осадка хлорида оксосурьмы SbOCl. Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из $Sb(OH)_2Cl$ вследствие отщепления воды.

Напишите ионные и молекулярные уравнения первой и второй ступеней гидролиза хлорида сурьмы (III) до образования $Sb(OH)_2Cl$.

_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____

Как влияет разбавление на степень гидролиза этой соли. Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы?

_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____

Сделайте вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза солей_____
_____
_____

в) влияние изменения концентрации водородных ионов на гидролиз солей

<u>Выполнение опыта</u>. Внесите в пробирку 8-10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова(II). Раствор перемешайте стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова SnOHCl.

В результате какого процесса получилась эта соль?_____
_____
_____
_____

Напишите ионное уравнение соответствующей реакции

_____

_____

_____

Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы подавить гидролиз? Добавить каких ионов, чтобы растворился осадок?_____

_____

_____

_____

_____

Сделайте вывод о способах усиления гидролиза солей

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

ЗАНЯТИЕ 4

Контрольная работа № 1

Тема: «Свойства растворов»

1. Для подготовки к контрольной работе необходимо повторить вопросы 1-16 из **занятия 1;** вопросы 1-22 из **занятия 2;** вопросы 1-14 из **занятия 3.**
2. Кроме того, необходимо решить задачи из **занятий 1-3.**

Образец билета

Контрольная работа № 1

1. Найдите pOH раствора, если $[H^+] = 1{,}5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Укажите среду.
2. Вычислите $[OH^-]$, $[H^+]$, pH, pOH и α в 0,05М растворе муравьиной кислоты, $K_д = 2{,}1 \cdot 10^{-4}$.
3. Для указанных солей составьте молекулярное, полное и краткое ионные уравнения гидролиза по всем ступеням, укажите среду, напишите $K_г$ для всех ступеней: $CuSO_4$, NH_4CH_3COO, KCN.

Лабораторная работа № 3

Теория электролитической диссоциации

Цель занятия: ознакомиться с теорией электролитической диссоциации (основными положениями). Закрепить понятия: электролит, неэлектролит, слабые и сильные электролиты, степень диссоциации, константа диссоциации; усвоить факторы, влияющие на константу и степень диссоциации

Рекомендации для самоподготовки

1. При подготовке к лабораторной работе выучите весь необходимый теоретический материал, используя лекции.
2. Ответьте на поставленные вопросы для подготовки к лабораторной работе.
3. Полностью оформите отчет по лабораторной работе, отвечая на все поставленные вопросы и выполняя все задания.
4. В конце каждого опыта сделайте вывод в соответствии с названием опыта. Вывод – это теоретическое положение, которое подтверждено экспериментом, проведенном в данном опыте.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Что такое электролитическая диссоциация? Каковы ее основные положения?
2. Что такое электролиты, неэлектролиты? Какие классы неорганических веществ являются электролитами?

3. Какие электролиты называют сильными, слабыми, а какие электролитами средней силы?
4. Что такое степень диссоциации? От каких факторов она зависит?
5. Что такое константа диссоциации, как она записывается, от каких факторов зависит?
6. Для характеристики диссоциации каких электролитов используют константу и степень диссоциации? В каких случаях их не используют?
7. Закон разбавления Оствальда. Активность ионов в растворе.
8. Как диссоциируют в водном растворе кислоты и основания?

Выполнение работы

Опыт 1. Характер диссоциации гидроксидов

Выполнение опыта. В десять пробирок внесите 4 - 5 капель 0,5н растворов: в первую и вторую пробирку – $MgCl_2$, в третью и четвёртую – $AlCl_3$, в пятую и шестую – Na_2SiO_3, в седьмую и восьмую – $NiSO_4$, в девятую и десятую – $ZnSO_4$.

Прибавьте в пробирки 5 и 6 2н раствор соляной кислоты, а в остальные пробирки по несколько капель (до начала выпадения осадков гидроксидов) 0,5 н раствор щелочи. Напишите уравнения реакций получения всех образовавшихся гидроксидов.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Определите характер выпавших гидроксидов, приливая 2н раствор HCl в одну из них и 2н раствор NaOH – в другую, в объеме, в два раза большем объема раствора в пробирке. Результаты запишите в таблицу.

Название гидроксида	Химические свойства	Формула гидроксида	Схема диссоциации

При написании диссоциации амфотерных гидроксидов учтите, что в щелочных водных растворах они переходят в комплексные гидроксид-ионы. Например, уравнение диссоциации амфотерного гидроксида цинка записывается следующим образом:

$$Zn^{2+} + 2OH^{-} \leftrightarrow Zn(OH)_2 \leftrightarrow 2H^{+} + \left[Zn(OH)_4\right]^{2-}$$

Сделайте вывод о том, какие ионы образуются при диссоциации:

а) кислотных гидроксидов;

б) основных гидроксидов;

в) амфотерных гидроксидов

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

<u>Опыт 2.</u> Сравнение химической активности кислот

а) взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором

<u>Выполнение работы.</u> В одну пробирку внесите 3 – 4 капли 2н раствора уксусной кислоты, в другую – столько же 2н раствора соляной кислоты. Выберите два одинаковых кусочка мрамора (вспомните формулу) и поместите по одному в каждую пробирку.

Что наблюдается в пробирках?

_____

_____

_____

_____

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающие в пробирках.

_____

_____

_____

_____

_____

В какой пробирке процесс идет более энергично? Почему? От

концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа?

_____

_____

_____

_____

_____

В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше и почему?

_____

_____

_____

_____

_____

б) взаимодействие соляной и уксусной кислот с цинком

Выполнение работы. В одну пробирку налейте 1 мл 2н раствора соляной кислоты, в другую – столько же 2н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку поместите по кусочку цинка. Что наблюдается в пробирках?

_____

_____

_____

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. В каком случае водород выделяется более энергично?

_____

_____

_____

_____

_____

Объясните наблюдаемое различие в скоростях реакций.

_____

_____

_____

_____

_____

Сделайте вывод о зависимости активности кислот от их силы (т.е. концентрации ионов H^+ в растворе.

Вывод_____

_____

_____

_____

_____

<u>Опыт 3.</u> Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

а) влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

<u>Выполнение работы</u>. В две пробирки внесите по 5 - 7 капель 0,1н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавьте одну каплю метилового оранжевого. Под влиянием каких ионов индикатор принимает розовую окраску?

_____

_____

_____

Одну пробирку оставьте контрольной, а в другую внесите 1 микрошпатель ацетата натрия. Сравните окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

_____

_____

_____

На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски метилового оранжевого?

_____

_____

Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы ее диссоциации.

_____

_____

_____

_____

_____

Напишите уравнение диссоциации ацетата натрия

_____

_____

Объясните, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Как меняется при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация ионов H^+? Почему?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

б) влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

Выполнение работы. В две пробирки внесите по 5 – 7 капель 0,1н раствора гидроксида аммония. В каждую пробирку прибавьте одну каплю раствора фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин принимает красную окраску?

Одну пробирку оставьте контрольной, а в другую добавьте 1 микрошпатель хлорида аммония. Сравните окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

Напишите уравнение диссоциации гидроксида аммония и выражение константы диссоциации.

Напишите уравнение диссоциации хлорида аммония.

Как смещается равновесие в этом растворе при добавлении к нему хлорида аммония? Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет?

Сделайте вывод (используя лекции) о влиянии на степень диссоциации слабой кислоты (основания) при добавлении к ней (к нему) раствора соли этой кислоты (основания).

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

ЗАНЯТИЕ 5

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

Актуальность темы. Окислительно-восстановительные реакции являются основой жизни на земле, т.к. с ними связаны дыхание и обмен веществ в живых организмах, гниение и брожение, фотосинтез в зеленых частях растений и нервная деятельность человека и животных.

Окислительно-восстановительные реакции являются необходимыми звеньями как анаболических, так и катаболических процессов, но особенно велика их роль как основных источников энергии для живого организма. С помощью окислительно-восстановительных реакций в организме разрушаются токсические вещества, образующиеся при метаболизме.

Многие антисептические, противомикробные, дезинфицирующие средства являются сильными восстановителями. Действие противоядий также часто связаны с их свойствами быть окислителем и восстановителем.

Знание окислительно-восстановительных свойств веществ необходимо для их правильного хранения, недопустимо совместное хранение окислителей и восстановителей, а также их совместное применение для лечения, например.

Цель: выработать умение уравнивать окислительно-восстановительные реакции, протекающие в растворе методом ионно-электронного баланса.

Задачи: 1) закрепить понятия, применяемые в окислительно-восстановительных процессах: окисление и восстановление, окислитель и восстановитель; 2) научиться определять виды окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, реакции диспропорционирования и внутримолекулярного окисления – восстановления; 3) научиться расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций в растворах методом ионно-электронного баланса.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Все химические реакции можно разделить на две группы:

1) реакции, при которых степень окисления элементов не меняется;

2) реакции, при которых степень окисления элементов меняется – это окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

Степень окисления – это условный заряд элемента в молекуле, которым обладал бы атом этого элемента, если бы в молекуле его электроны были полностью смещены к атомам более электроотрицательных элементов.

Пример ОВР: $2FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$.

Окисление – это увеличение степени окисления. Элемент, который увеличивает свою степень окисления в ходе ОВР, является **восстановителем** (по отношению к своему партнеру по реакции). **Восстановление** – это уменьшение степени окисления. Элемент, который уменьшает свою степень окисления, восстанавливается и является **окислителем**.

Железо в $FeCl_2$ окисляется, т.е. является восстановителем, а хлор в Cl_2 восстанавливается, т.е. является окислителем.

Окисление и восстановление неотделимы друг от друга.

В процессе окисления происходит отдача электронов, при восстановлении – их принятие.

$$Fe^{2+} - \bar{e} \rightarrow Fe^{3+} \text{(окисление)};$$

$$Cl_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^{-} \text{(восстановление)}.$$

Это полуреакции.

Понятие окислитель и восстановитель относятся к элементам. Но надо указывать, в составе каких ионов или молекул они находятся. Если вещество в растворе диссоциировано, то указывается ион, например, Mn в ионе MnO_4^-, а

если вещество не диссоциировано или реакция не в растворе, то указывается молекула (например, Cl_2 в молекуле хлора).

Число принятых и отданных электронов в данной ОВР должно быть одинаковым, т.е. необходимы коэффициенты. Например, для рассмотренной реакции полуреакцию окисления надо записать так:

$$2Fe^{2+} - 2\bar{e} \rightarrow 2Fe^{3+}.$$

Если элемент имеет несколько степеней окисления, то:

1) в низшей степени окисления он выполняет функции только восстановителя (так как может только окисляться);

2) в высшей степени окисления – только окислителя (так как может только восстанавливаться);

3) в промежуточных степенях окисления такой элемент может быть и окислителем, и восстановителем.

Восстановителем он будет по отношению к более сильным окислителям, а окислителем – по отношению к более сильным восстановителям.

Например:

1) азот в NH_3 играет роль только окислителя, так как–3 – низшая степень окисления азота;

2) азот в HNO_3 играет роль только восстановителя, так как +5 – высшая степень окисления азота;

3) азот в HNO_2 является восстановителем по отношению к более сильному окислителю, т.е. при взаимодействии с более сильным окислителем ($KMnO_4$, например) HNO_2 окисляется до HNO_3. Но азот в HNO_2 является окислителем по отношению к более сильному восстановителю, т.е. при взаимодействии с H_2S, например, восстанавливается до NO.

Количественной характеристикой окислительной и восстановительной силы элементов в веществах являются окислительно-восстановительные потенциалы. Их стандартные значения (т.е. измеренные в стандартных условиях) приводятся в справочниках.

В справочниках приведена полуреакция восстановления и соответствующее значение стандартного электродного потенциала E^0, В.

Например:

$$Zn^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow Zn$$

окисленная форма — восстановленная форма

$$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76B.$$

Zn^{+2}/Zn – окислительно-восстановительная пара [Red/Ox (редокс) пара].

Чем большее значение имеет E^0, тем больше окислительная способность окисленной формы данной пары.

И окислительная, и восстановительная способность многих элементов во многих соединениях зависит от pH среды.

Типы окислительно-восстановительных реакций

1-й тип – внутримолекулярные, у которых внутри одной молекулы один элемент – окислитель, а другой – восстановитель.

$$(N^{-3}H_4)_2Cr_2^{+7}O_7^{-2} \rightarrow Cr_2^{+3}O_7 + N_2^0 + 4H_2O. \quad (1)$$

Чтобы определить тип реакции, надо найти элементы, меняющие степень окисления.

У Cr уменьшается степень окисления, а значит, Cr восстанавливается, т.е. является окислителем. У N увеличивается степень окисления, а значит, он окисляется и является восстановителем.

2-й тип – реакции самоокисления/самовосстановления (или диспропорционирования), в которых один и тот же элемент является и окислителем, и восстановителем.

$$Cl_2^0 + H_2O \rightarrow H^+Cl^+O^{-2} + HCl^+. \quad (2)$$

Хлор в данной реакции и окисляется, и восстанавливается.

3-й тип – межмолекулярные, у которых окислитель и восстановитель находятся в разных молекулах: I– восстановитель, Mn– окислитель.

$$2KMn^{+7}O_4 + 10KI^- + 8H_2SO_4 \rightarrow 2Mn^{+2}SO_4 + 5I_2^0 + K_2SO_4 + 8H_2O. \quad (3)$$

Уравнивание окислительно-восстановительных реакций

Уравнивание окислительно-восстановительных реакций проводят:

1) методом полуреакций для процессов, происходящих в растворах;
2) методом электронного баланса для всех остальных реакций.

Метод полуреакций (или ионно-электронных схем) учитывает роль среды в протекании реакций. Рассмотрим алгоритм метода, реакция (3).

1. Определяем тип реакции, находим окислитель и восстановитель.
2. Записываем уравнение с учетом электролитической диссоциации, проходящей в растворе, т.е. электролиты – в ионной форме, неэлектролиты и очень слабые электролиты (H_2O, H_2S, H_2O_2, простые вещества, органические вещества, нерастворимые вещества, оксиды) – в молекулярной форме.

$$K^+ + MnO_4^- + K^+ + I^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = Mn^{2+} + SO_4^{2-} + I_2 + 2K^+ + SO_4^{2-} + H_2O.$$

3. Записываем электронно-ионное уравнение восстановления и окисления, учитывая, что частицы соединений в правой и левой части могут отличаться по числу атомов кислорода.

Избыток атомов кислорода в левой части уравнения ликвидируют, включая в полуреакцию пары: $2H^+/H_2O$ (в кислой среде), $H_2O/2OH^-$ (в щелочной среде), $H_2O/2OH^-$ (в нейтральной среде). Недостаток атомов кислорода ликвидируют, включая в полуреакции пары: $H_2O = 2H^+$ (в кислой среде), $2OH^- = H_2O$ (в щелочной и нейтральной среде).

Для рассматриваемой реакции:

$$MnO_4^- + H^+ \rightarrow$$

Избыток атомов кислорода в левой части, т.е. в кислой среде H^+/H_2O.

$$MnO_4^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2O.$$

Уравниваем число всех видов атомов слева и справа:

$$MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O.$$

Суммарные заряды слева и справа также должны быть равны:

$$+7 + x\bar{e} = +2;$$

$$x\bar{e} = +2 - 7 = -5;$$

$$x = 5,$$

т.е. нужно прибавить пять отрицательных зарядов, или пять электронов ($\bar{e} = -1$).

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O.$$

Это процесс восстановления.

Вторая полуреакция:

$$2I^- - x\bar{e} \rightarrow I_2.$$

Это процесс окисления. Здесь нет различия по числу атомов кислорода, поэтому просто уравниваем число атомов справа и слева, а также заряды.

$$-2 + x\bar{e} = 0;$$

$$x\bar{e} = +2;$$

$$x = -2.$$

Необходимо отнять два электрона.

$$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2.$$

Итак,

$$MnO_4^- + 8H+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O;$$

$$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2.$$

Число принятых и отданных электронов должно быть равно, т.е. необходимы коэффициенты. Какие? Перед первой полуреакцией – 2, перед второй – 5.

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 10\bar{e} \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O;$$

$$10I^- - 10\bar{e} \rightarrow 5I_2.$$

Ставим в полуреакции коэффициенты перед окислителем и восстановителем. Затем уравниваем остальные атомы металлов, неметаллов, водорода и проверяем, подсчитывая атомы кислорода.

Если реакция межмолекулярная, то ставим коэффициенты сначала в левой части уравнения, затем в правой.

Если реакция внутримолекулярная, или диспропорционирования, то ставим коэффициенты сначала в правой, а затем в левой части.

Итак,

$$2KMnO_4 + 10KI + H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5I_2 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Далее уравниваем атомы калия: в правой части их 12, а значит, перед K_2SO_4 нужно поставить коэффициент 6. После калия начинаем уравнивать атомы серы: в левой части 8 атомов серы, значит, мы должны поставить восьмерку перед H_2SO_4. Только после этого, начинаем уравнивать атомы водорода: слева их 16, значит, перед молекулой воды нужно поставить восьмерку. Для того чтобы убедиться в правильности уравнивания, проверяем число атомов кислорода. В обеих частях уравнения их по сорок.

$$2KMnO_4 + 10KI + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5I_2 + 6K_2SO_4 + 8H_2O.$$

Молярная масса эквивалента (или эквивалентная масса) вещества, участвующего в ОВР, рассчитывается по формуле:

$$M_{\text{экв}} = \frac{M_{\text{в-ва}}}{\textit{число электронов}}.$$

Например, в рассмотренной нами реакции

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O.$$

Тогда

$$M_{\text{экв}}(KMnO_4) = \frac{M_{KMnO_4}}{5}.$$

Контрольные вопросы и задачи

1. Что такое окислительно-восстановительные реакции?
2. Как определяется степень окисления элементов в различных веществах?
3. Что такое окисление и восстановление?
4. Что такое окислитель и восстановитель?
5. Примеры типичных окислителей и восстановителей.

6. В чем заключается метод электронного баланса, для каких реакций применяется? Каков порядок (алгоритм) уравнивания ОВР методом электронного баланса?
7. В чем заключается метод ионно-электронного баланса, для каких реакций применяется? Каков порядок (алгоритм) уравнивания ОВР методом ионно-электронного баланса (полуреакций)?
8. Основные виды окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, реакции диспропорционирования и внутримолекулярного окисления – восстановления.
9. Характеристика окислительно-восстановительной реакции с помощью редокс-потенциала.
10. Что такое стандартный редокс-потенциал?
11. От каких факторов зависит величина редокс-потенциала?
12. **Решите задачи** из учебного пособия З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “АСТ - Астрель”, 2004, глава 9: **№. 595 а), 598 а), 604 а), 607 а), д), 611.**

Методические указания для самоподготовки

1. Смотрите указания к занятию 1 № 1-7**.**
2. Необходимо помнить, что **окислительно-восстановительные реакции, протекающие в растворах, уравниваются методом ионно-электронного баланса.**
3. Необходимо разобрать и запомнить алгоритм уравнивания окислительно-восстановительных реакций вышеуказанным методом, приведенный в лекциях, и применить его при выполнении самостоятельной работы.

Литература для подготовки к занятию

1. Лекции
2. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов. 2-е изд. М.: Дрофа, 2002. 448 с.
3. З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “АСТ - Астрель”, 2004, глава 9.
4. Хакимов Х.Х., Татарская А.З. Периодическая система и биологическая роль элементов: Учебник для ВУЗов. М.: Высшая школа, 1993. 533 с.

Лабораторная работа 4

Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: закрепить понятие степени окисления, методику ее определения; ознакомиться на практике с примерами различных типов окислительно-восстановительных реакций (ОВР), наиболее распространенными окислителями, восстановителями, факторами, влияющими на окислительно-восстановительные свойства элементов; освоить уравнивание ОВР методами ионно-электронного и электронного баланса.

Рекомендации для самоподготовки

1. При подготовке к лабораторной работе ***выучите весь необходимый теоретический материал, используя лекции.***
2. ***Ответьте на поставленные вопросы*** для подготовки к лабораторной работе.
3. ***Полностью оформите отчет*** по лабораторной работе, отвечая на все поставленные вопросы и выполняя все задания.
4. В конце каждого опыта ***сделайте вывод в соответствии с названием опыта***. Вывод – это теоретическое положение, которое подтверждено экспериментом, проведенном в данном опыте.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Что такое степень окисления? Как она находится?
2. Какой процесс называется окислением, какой восстановлением? Какие вещества называют окислителями, а какие восстановителями?
3. Что такое окислительно-восстановительная реакции (ОВР)? Какие типы ОВР существуют?
4. Каков порядок (алгоритм) уравнивания ОВР методом электронного баланса? Для каких реакций он используется?
5. Каков порядок (алгоритм) уравнивания ОВР методом ионно-электронного баланса (полуреакций)? Для каких реакций он используется?

Выполнение работы

Опыт 1. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ элементов

Внесите в две пробирки по 3 - 4 капли йодной воды. В первую пробирку добавьте несколько капель хлорной воды, во вторую — сероводородной. Что происходит с окраской раствора в обеих пробирках?

Напишите и уравняйте уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первом случае образуется соляная кислота и йодноватая HIO_3 кислота, во втором случае помутнение раствора вызвано выделением коллоидной серы, являющейся одним из продуктов реакции

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Окислителем или восстановителем являются в этих реакциях йод и хлор? Какую отрицательную степень окисления проявляют галогены в своих соединениях? Какую высшую положительную степень окисления?_____

_____

_____

_____

<u>Опыт 2.</u> Окислительные свойства атомов элементов в высшей степени окисления

Напишите электронные формулы атомов и ионов в высшей степени окисления для элементов сера, хром, висмут.

_____

_____

_____

_____

_____

Могут ли они являться в химических реакциях окислителями, восстановителями? Почему?_____

_____

_____

_____

Для проверки своего заключения проведите следующие опыты. В три пробирки внесите по 3 - 4 капли сероводородной воды. В первую пробирку прибавьте 2 - 3 капли концентрированной серной кислоты (ρ=1,84 г/см^3). Помутнение раствора обусловлено образованием серы. Какие свойства проявляет сера в каждой из этих степеней окисления? Напишите и уравняйте уравнение реакции.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Во вторую пробирку добавьте 3 - 4 капли соляной кислоты (1н). Почему не выпадает осадок? Добавьте в эту пробирку 1 - 2 капли раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ до появления зеленой окраски, характерной для ионов Cr^{3+}. Почему помутнел раствор? Напишите и уравняйте уравнение реакции и укажите восстановитель и окислитель.

_____

_____

_____

В третью пробирку внесите по 2 - 3 капли растворов сульфата марганца (II) и 2н азотной кислоты и один микрошпатель висмутата натрия $NaBiO_3$. Появление фиолетовой окраски раствора указывает на окисление Mn^{2+} - иона висмутатом натрия в перманганат ион MnO_4^-. Напишите и уравняйте уравнение реакции, учитывая, что продуктами окислительно-восстановительного процесса является марганцовая кислота и нитрат висмута (III)

<u>Опыт 3.</u> Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции (разложение бихромата аммония)

В фарфоровую чашечку поместите горкой несколько микрошпателей кристаллического бихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$. В вершину горки вставьте

маленький кусочек ленты магния и зажгите ее. Через несколько минут наблюдается разложение соли.

Напишите и уравняйте (правильно выбрав метод уравнивания!) уравнение реакции, учитывая, что зеленые окатыши представляют собой оксид хрома (III). Кроме него образуются азот и пары воды. Атомы каких элементов являются окислителями, восстановителями?

_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____
_____

<u>Опыт 4.</u> Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций

В три пробирки внесите по 3 - 4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавьте 2 - 3 капли 2 н раствора серной кислоты, во вторую — столько же воды, в третью — такое же количество раствора щелочи. Во все три пробирки внесите по два микрошпателя кристаллического нитрита калия и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. Через 3 - 4 минуты отметьте изменение окраски раствора во всех трех пробирках.

Напишите уравнения реакций восстановления перманганата калия нитритом калия в кислой, нейтральной и щелочной среде, учитывая, что соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион Mn^{2+} — слабо-розовую, ион MnO_4^{2-} — зеленую. Диоксид марганца и его гидроксид являются трудно растворимыми веществами бурого

цвета.

ЗАНЯТИЕ № 6

Контрольная работа № 2

Тема: «Строение атома. Периодический закон, периодическая система элементов. Химическая связь. Окислительно – восстановительные реакции»

Вопросы и задачи к контрольной работе

1. Квантово – механическая модель атома. Модель атома по Бору и ее недостатки. Уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера.
2. Квантовые числа. Форма и ориентация в пространстве электронных орбиталей атомов.
3. Последовательность энергетических уровней в многоэлектронных атомах. Принцип Паули, правило Хунда.
4. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронное строение атомов. Электронные формулы s - , p - , d - , f – элементов.
5. Квантово – механическая трактовка природы ковалентной связи. Работы Гейтлера и Лондона. Перекрывание электронных облаков.
6. Обменные и донорно–акцепторные механизмы образования связи. Электронные структуры и максимальные валентности атомов элементов 2 и 3 периодов.
7. Свойства ковалентной связи: насыщенность, энергия связи, длина связи, кратность связи, полярность связи. Сигма -, пи -, дельта – связи.
8. Виды связей: ионная, металлическая, водородная. Межмолекулярные взаимодействия.
9. Биологическая роль окислительно-восстановительных процессов.
10. Решение задач.
11. **Решите задачи** из З.Е. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. Сборник задач и упражнений по химии. М.: “АСТ - Астрель”, 2004, глава 4**: 284, 285, 288, 297,** глава 9: **595а), 598а), 604а), 607а), д), 611.**

Литература

1. Лекции.
2. Неорганическая химия (биогенные и абиогенные элементы): Учебник для ВУЗов. Под ред. В.В. Егорова. М.: Лань, 2012. 256 с.

3. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии: Учебное пособие для студентов ВУЗов. 6-е изд. М.: «АСТ - Астрель», 2004. 383 с.
4. Угай А.Я. Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов. М.: Высшая школа, 2004. 527 с.
5. Химическая энциклопедия в 5 томах. М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1998. Т.4.

Образец билета

Контрольная работа № 2

1. Напишите полную и краткую электронные формулы и краткую электронную графическую формулу атома Fe (№26), укажите положение в таблице и семейство элемента.
2. Укажите окислитель и восстановитель. Уравняйте методом полуреакций:

$$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O.$$

3. Укажите окислитель и восстановитель. Уравняйте методом полуреакций:

$$MgI_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MgSO_4 + H_2O.$$

4. Водородная связь.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Истинное и ложное равновесие. Константа химического равновесия.
2. Константа химического равновесия, факторы, влияющие на равновесие. Принцип Ле-Шателье, его значение в биологии. Стационарное состояние.
3. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость веществ, ее зависимость от температуры. Закон Генри, его значение для процесса дыхания животных организмов.
4. Физическая и химическая теория растворов. Понятие об идеальном растворе. Истинные и коллоидные растворы. Сольваты и гидраты, кристаллогидраты. Роль растворов в биологии.
5. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Роль электролитов в жизнедеятельности организмов.

6. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение. pH и pOH растворов. Теория кислот и оснований. pH биологических жидкостей, сохранение постоянного значения pH с помощью буферных систем организма.
7. Гидролиз солей. Необратимый гидролиз. Константа гидролиза pH водных растворов солей.
8. Формирование квантово-механических представлений о строении атома Основные модели строения атомов. Двойственная природа электрона. Электронные орбитали.
9. Квантово-механическая модель атома. Уравнение Шредингера Квантовые числа, энергетические уровни и подуровни. Типы атомных орбиталей, их количество на подуровнях.
10. Структура электронных оболочек атомов. Принцип Паули, правило Хунда. Электронные конфигурации атомов.
11. Химическая связь. Квантово-механическая трактовка (Тайтлер, Лондон). Метод валентных связей. Донорно-акцепторный и обменный механизм образования ковалентной связи. Насыщенность и направленность связи. Кратные связи.
12. Гибридизация. Геометрия молекул.
13. Ионная и металлическая связь. Силы Ван-дер-Ваальса. Водородная связь и ее значение в биологии.
14. Комплексные соединения, координационное число, классификация. Константа нестойкости комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Роль комплексообразования в биохимических процессах. Важнейшие биолиганды и биокомплексы.

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

1. Водород. Строение атома. Положение в Периодической системе. Изотопы. Окислительно-восстановительные свойства водорода. Вода. Пероксид водорода. Гидриды. Биороль водорода.
2. Общая характеристика s-элементов I группы. Физические и химические свойства щелочных металлов. Оксиды и гидроксиды, характеристика солей. Биороль s-элементов I группы.
3. Общая характеристика s-элементов II группы. Физические и химические

свойства бериллия, магния, щелочноземельных металлов. Свойства оксидов, гидроксидов, характеристика солей. Биороль s-элементов II группы. Токсичность бериллия.

4. Общая характеристика p-элементов III группы. Физические и химические свойства простых веществ. Биороль p-элементов III группы.

5. Алюминий. Свойства алюминия. Алюминаты. Оксиды, гидроксиды, соли алюминия. Токсичность алюминия и его соединений.

6. Общая характеристика p-элементов IV группы. Биороль p-элементов IV группы. Углерод, модификации углерода, уголь как адсорбент. Взаимодействие с водородом, склонность к образованию цепей. Монооксид и диоксид углерода, парниковый эффект. Равновесие в водных растворах CO_2. Карбонаты. Соединения с галогенами, серой, азотом. Синильная кислота, цианиды, роданиды. Углерод – биогенный элемент. Токсичные соединения углерода.

7. Общая характеристика p-элементов V A группы. Биороль p-элементов V A группы. Азот, строение и инертность молекулы. Оксиды азота (II) и (IV): строение и свойства, определяющие их экологическую роль. Свойства азотной и азотистой кислот и их солей. Нитриды, аммиак. Равновесие в водном растворе аммиака. Фосфорные кислоты и их соли. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. АТФ. Фосфатная буферная система. Биороль азота и фосфора. Аминокислоты. Удобрения. Токсичность элементов V группы.

8. Общая характеристика p-элементов VI группы. Электронное строение, степени окисления. Биороль p-элементов VI группы.

9. Кислород, сера. Оксиды серы. Серная и сернистая кислоты. Кислотные дожди, смог. Сульфаты.

10. Общая характеристика p-элементов VII A группы. Галогены как окислители. Водородные и кислородные соединения галогенов. Оксиды, кислоты и соли галогенов. Биологическая роль и токсичность p-элементов VII A группы

11. Общая характеристика d-элементов. Электронные конфигурации. Валентность и степени окисления. Кислотно-основные свойства d-элементов в разных степенях окисления. Комплексы d-элементов. Токсичность d-элементов.

12. Общая характеристика элементов семейства железа. Железо. Физические и химические свойства. Соединения железа (II), (III). Биороль и токсичность

железа, кобальта, никеля.

13. Общая характеристика элементов подгруппы меди. Оксиды, гидроксиды, соли меди (I) и меди (II). Биороль меди. Соединения серебра и золота. Биороль серебра и золота.

14. Общая характеристика элементов подгруппы цинка. Оксиды, гидроксиды, соли цинка, их амфотерность. Биороль цинка. Соединения кадмия и ртути. Токсичность этих элементов.

Образец билета

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ №

1. Слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Роль электролитов в жизнедеятельности организмов.

2. Общая характеристика р-элементов V группы. Биологическая роль р-элементов V группы.

3. Вычислите $[OH^-]$ и pOH в 0,05М растворе KOH и 0,05М растворе HBr.

4. Напишите гидролиз ниже перечисленных солей по всем ступеням и $K_г$ для всех ступеней, укажите pH раствора соли:

$$(NH_4)_2CO_3,\ ZnCl_2,\ Na_2S.$$

5. Уравняйте реакцию методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель:

$$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + Na_2SO_4 + HCl.$$

Основная литература

1. Никольский А.Б., Суворов А.В. Химия. Учебник для ВУЗов. СПб.: Химиздат, 2014. 512 с.
2. Неорганическая химия (биогенные и абиогенные элементы): Учебник для ВУЗов. Под ред. В.В. Егорова. М.: Лань, 2012. 256 с.
3. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии: Учебное пособие для студентов ВУЗов. 6-е изд. М.: «АСТ - Астрель», 2014. 383 с.

Дополнительная литература

1. Неорганическая химия: в 3 т. Учебник для ВУЗов. /Под ред. Ю.Д. Третьякова. М.: ACADEMA, 2004. Т. 1. 240 с; Т. 2. 386 с; Т.3. 356 с.
2. Угай А.Я. Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов. М.: Высшая школа, 2014. 527 с.
3. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов. 2-е изд. М.: Дрофа, 2012. 448 с.
4. Хакимов Х.Х., Татарская А.З. Периодическая система и биологическая роль элементов: Учебник для ВУЗов. М.: Высшая школа, 1993. 533 с.
5. Химическая энциклопедия в 5 томах. М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1998.

СПРАВОЧНЫЕ ДАННЫЕ

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Периоды	Ряды	Группы элементов									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1	1 H Водород 1,00797						(H)	2 He Гелий 4,003		
II	2	3 Li Литий 6,94	4 Be Бериллий 9,01218	5 B Бор 10,81	6 C Углерод 12,011	7 N Азот 14,0067	8 O Кислород 15,999	9 F Фтор 18,998	10 Ne Неон 20,17		
III	3	11 Na Натрий 22,98977	12 Mg Магний 24,305	13 Al Алюминий 26,98154	14 Si Кремний 28,085	15 P Фосфор 30,97376	16 S Сера 32,06	17 Cl Хлор 35,453	18 Ar Аргон 39,94		
IV	4	19 K Калий 39,098	20 Ca Кальций 40,08	Sc 21 Скандий 44,9559	Ti 22 Титан 47,90	V 23 Ванадий 50,9415	Cr 24 Хром 51,996	Mn 25 Марганец 54,938	Fe 26 Железо 55,84	Co 27 Кобальт 58,9332	Ni 28 Никель 58,70
	5	Cu 29 Медь 63,54	Zn 30 Цинк 65,38	31 Ga Галлий 69,72	32 Ge Германий 72,59	33 As Мышьяк 74,922	34 Se Селен 78,9	35 Br Бром 79,904	36 Kr Криптон 83,80		
V	6	37 Rb Рубидий 85,467	38 Sr Стронций 87,62	Y 39 Иттрий 88,906	Zr 40 Цирконий 91,22	Nb 41 Ниобий 92,906	Mo 42 Молибден 95,94	Tc 43 Технеций [99]	Ru 44 Рутений 101,07	Rh 45 Родий 102,95	Pd 46 Палладий 106,4
	7	Ag 47 Серебро 107,868	Cd 48 Кадмий 112,40	49 In Индий 114,82	50 Sn Олово 118,69	51 Sb Сурьма 121,75	52 Te Теллур 127,60	53 I Иод 126,9004	54 Xe Ксенон 131,30		
VI	8	55 Cs Цезий 132,905	56 Ba Барий 137,34	La* 57 Лантан 138,91	Hf 72 Гафний 178,49	Ta 73 Тантал 180,948	W 74 Вольфрам 183,85	Re 75 Рений 186,2	Os 76 Осмий 190,2	Ir 77 Иридий 192,2	Pt 78 Платина 195,09
	9	Au 79 Золото 196,967	Hg 80 Ртуть 200,59	81 Tl Таллий 204,37	82 Pb Свинец 207,19	83 Bi Висмут 208,98	84 Po Поллоний [210]	85 As Астат [210]	86 Rn Радон [222]		
VII	10	87 Fr Франций [223]	88 Ra Радий [226]	Ac** 89 Актиний [227]	Db 104 Дубний [261]	JI 105 Жолиотий [262]	Rf 106 Резерфордий [263]	Bh 107 Борий [262]	Hn 108 Ганий [265]	Mt 109 Мейтнерий [266]	
Высшие оксиды		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4		
Летучие водородные соединения					RH_4	RH_3	RH_2	RH			

Лантаниды*	Ce 58 Церий 140,12	Pr 59 Празеодим 140,907	Nd 60 Неодим 144,24	Pm 61 Прометий [145]	Sm 62 Самарий 150,35	Eu 63 Европий 151,96	Gd 64 Гадолиний 157,25	Tb 65 Тербий 158,924	Dy 66 Диспрозий 162,50	Ho 67 Гольмий 164,930	Er 68 Эрбий 167,26	Tm 69 Тулий 168,934	Yb 70 Иттербий 173,934	Lu 71 Лютеций 174,97
Актиниды**	Th 90 Торий 232,038	Pa 91 Протактиний [231]	U 92 Уран 238,03	Np 93 Нептуний [237]	Pu 94 Плутоний [242]	Am 95 Америций [243]	Cm 96 Кюрий [247]	Bk 97 Берклий [247]	Cf 98 Калифорний [249]	Es 99 Эйнштений [254]	Fm 100 Фермий [253]	Md 101 Менделевий [256]	No 102 Нобелий [255]	Lr 103 Лоуренсий [257]

КОНСТАНТЫ ИОНИЗАЦИИ КИСЛОТ

$$HAn \leftrightarrow H^+ + An^-; K_a = \frac{[H^+][An^-]}{[HAn]}$$

Значения K_a приведены для температуры 298,15 К

Название	Формула	K_a	pK=-lg K_a
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Борная	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Бромноватая	$HBrO_3$	$2,0 \cdot 10^{-1}$	0,70
Бромноватистая	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$	8,66
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,76
Германиевая	H_4GeO_4		
K_1		$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
K_2		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Иодная	H_5IO_6		
K_1		$2,5 \cdot 10^{-2}$	1,61
K_2		$4,3 \cdot 10^{-9}$	8,33
K_3		$1,0 \cdot 10^{-15}$	15,0
Иодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Иодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Кремневая	H_4SiO_4		
K_1		$1,3 \cdot 10^{-10}$	9,9
K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,8
K_3		$2,0 \cdot 10^{-14}$	13,7
Лимонная	$(CH_2COOH)_2$–C(OH)COOH		
K_1		$7,4 \cdot 10^{-4}$	3,13
K_2		$2,2 \cdot 10^{-5}$	4,66
K_3		$4,0 \cdot 10^{-7}$	6,40
Название	Формула	K_a	pK=-lg K_a
Марганцовистая	H_2MnO_4		
K_1		$\sim 10^{-1}$	~ 1
K_2		$7,1 \cdot 10^{-11}$	10,15
Мышьяковая	H_3AsO_4		
K_1		$5,6 \cdot 10^{-3}$	2,25
K_2		$1,7 \cdot 10^{-7}$	6,77
K_3		$2,9 \cdot 10^{-12}$	11,53
Мышьяковистая	H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-10}$	9,23
Надпероксид водорода	H_2O_4	$6,3 \cdot 10^{-3}$	2,2
Пероксид водорода	H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$	11,70
Роданисто-водородная	HSNC	~ 10	~ -1
Селенистая	H_2SeO_3		
K_1		$1,8 \cdot 10^{-3}$	2,75
K_2		$3,2 \cdot 10^{-9}$	8,50
Название	Формула	K_a	pK=-lg K_a
Селенисто-водородная	H_2Se		

K_1		$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
K_2		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Сернистая	H_2SO_3		
K_1		$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сероводородная	H_2S		
K_1		$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Теллуристая	H_2TeO_3		
K_1		$2,7 \cdot 10^{-3}$	2,57
K_2		$1,8 \cdot 10^{-8}$	7,74
Теллуро-водородная	H_2Te		
K_1		$2,3 \cdot 10^{-3}$	2,64
K_2		$6,9 \cdot 10^{-13}$	12,16
Теллуровая	H_6TeO_6		
K_1		$2,5 \cdot 10^{-8}$	7,61
K_2		$1,1 \cdot 10^{-11}$	10,95
Название	Формула	K_a	pK=-lg K_a
Тиосерная	H_2SO_3S		
K_1		$2,5 \cdot 10^{-1}$	0,60
K_2		$1,9 \cdot 10^{-2}$	1,72
Угольная	$CO_2(p) + H_2O$		
K_1		$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Уксусная	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,76
Фосфористая	H_3PO_3		
K_1		$3,1 \cdot 10^{-12}$	1,51
K_2		$1,6 \cdot 10^{-7}$	6,79
Фосфорная, орто	H_3PO_4		
K_1		$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
K_3		$5,0 \cdot 10^{-13}$	12,0
Фосфорная, пиро	$H_4P_2O_7$		
K_1		$1,2 \cdot 10^{-1}$	0,91
K_2		$7,9 \cdot 10^{-3}$	2,10
Фосфорноватистая	HPO_2H_2	$5,9 \cdot 10^{-2}$	1,23
Фтористо-водородная	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$	3,21
Фторфосфорная	H_2PO_3F		
K_1		$2,8 \cdot 10^{-1}$	0,55
K_2		$1,6 \cdot 10^{-5}$	4,80
Хлористая	$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,97
Хлорноватистая	HClO	$2,9 \cdot 10^{-8}$	7,53
Название	Формула	K_a	pK=-lg K_a
Хромовая	H_2CrO_4		
K_1		$1,6 \cdot 10^{-1}$	0,80
K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,50
Циановодородна	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30

я			
Щавелевая	$H_2C_2O_4$		
K_1		$5{,}6 \cdot 10^{-2}$	1,25
K_2		$5{,}4 \cdot 10^{-5}$	4,27

КОНСТАНТЫ ИОНИЗАЦИИ ОСНОВАНИЙ

$$KtOH \leftrightarrow Kt^+ + OH^-; K_b = \frac{[Kt^+][OH^-]}{[KtOH]}$$

Значения K_b приведены для температуры 298,15 К

Название	Формула	K_b	pK=-lg K_b
Алюминия гидроксид	$Al(OH)_3$		
K_3		$1{,}38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммиака раствор	H_3N+H_2O	$1{,}76 \cdot 10^{-5}$	4,76
Бария гидроксид	$Ba(OH)_2$		
K_2		$2{,}3 \cdot 10^{-1}$	0,64
Бериллия гидроксид	$Be(OH)_2$		
K_2		$5{,}0 \cdot 10^{-11}$	10,30
Вода	H_2O	$1{,}8 \cdot 10^{-16}$	15,76
Ванадия (III) гидроксид	$V(OH)_3$		
K_3		$8{,}3 \cdot 10^{-12}$	11,08
Гидразина раствор	$N_2H_4 + H_2O$	$9{,}3 \cdot 10^{-7}$	6,03
Гидроксиламина раствор	$NH_2OH + H_2O$	$8{,}9 \cdot 10^{-9}$	8,05
Галлия (III) гидроксид	$Ga(OH)_3$		
K_2		$1{,}6 \cdot 10^{-11}$	10,80
K_3		$4{,}0 \cdot 10^{-12}$	11,40
Железа (II) гидроксид	$Fe(OH)_2$		
K_2		$1{,}3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Железа (III) гидроксид	$Fe(OH)_3$		
K_2		$1{,}82 \cdot 10^{-11}$	10,74
K_3		$1{,}35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Кадмия (II) гидроксид	$Cd(OH)_2$		
K_2		$5{,}0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Кальция гидроксид	$Ca(OH)_2$		
K_2		$4{,}0 \cdot 10^{-2}$	1,40
Кобальта (II) гидроксид	$Co(OH)_2$		
K_2		$4{,}0 \cdot 10^{-5}$	4,40
Кобальта (III) гидроксид	$Co(OH)_3$		
Название	Формула	K_a	pK=-lg K_a
K_3		$7{,}0 \cdot 10^{-13}$	12,15
Лития гидроксид	LiOH	$6{,}8 \cdot 10^{-1}$	0,17
Магния гидроксид	$Mg(OH)_2$		
K_2		$2{,}5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Марганца (II) гидроксид	$Mn(OH)_2$		

K_2		$5{,}0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Меди (II) гидроксид	$Cu(OH)_2$		
K_2		$3{,}4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Название	Формула	K_b	pK=-lg K_b
Натрия гидроксид	NaOH	5,9	0,77
Никеля гидроксид	$Ni(OH)_2$		
K_2		$1{,}0 \cdot 10^{-4}$	4,00
Свинца (II) гидроксид	$Pb(OH)_2$		
K_1		$9{,}6 \cdot 10^{-4}$	3,02
K_2		$3{,}0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Серебра гидроксид	AgOH	$5{,}0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Стронция гидроксид	$Sr(OH)_2$		
K_2		$1{,}5 \cdot 10^{-1}$	0,82
Хрома (III) гидроксид	$Cr(OH)_3$		
K_3		$1{,}02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинка гидроксид	$Zn(OH)_2$		
K_1		$4{,}0 \cdot 10^{-5}$	4,40
K_2		$2{,}0 \cdot 10^{-9}$	8,70

ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ МАЛОРАСТВОРИМЫХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	ПР	pПР = –lgПР
Ag_3AsO_4	$1{,}0 \cdot 10^{-22}$	22,0
AgBr	$5{,}3 \cdot 10^{-13}$	12,28
AgCN	$1{,}4 \cdot 10^{-16}$	15,84
Ag_2CO_3	$8{,}2 \cdot 10^{-12}$	11,09
$Ag_2C_2O_4$	$1{,}1 \cdot 10^{-11}$	10,96
AgCl	$1{,}78 \cdot 10^{-10}$	9,75
Ag_2CrO_4	$1{,}1 \cdot 10^{-12}$	11,97
$Ag_2Cr_2O_7$	$1{,}0 \cdot 10^{-10}$	10,0
AgI	$8{,}3 \cdot 10^{-17}$	16,08
$AgIO_3$	$3{,}0 \cdot 10^{-8}$	7,50
Ag_2O (AgOH)	$1{,}6 \cdot 10^{-8}$	7,80
Ag_3PO_4	$1{,}3 \cdot 10^{-20}$	19,89
Ag_2S	$2{,}0 \cdot 10^{-50}$	49,70
Ag_2SO_4	$2{,}0 \cdot 10^{-5}$	4,70
AgSNC	$1{,}1 \cdot 10^{-12}$	11,97
$Al(OH)_3$	$1{,}0 \cdot 10^{-32}$	32,0
$AlPO_4$	$5{,}8 \cdot 10^{-19}$	18,24
$AuBr_3$	$4{,}0 \cdot 10^{-36}$	35,40
$AuCl_3$	$3{,}2 \cdot 10^{-25}$	24,50
$BaC_2O_4 \cdot 2H_2O$	$1{,}1 \cdot 10^{-7}$	6,96
$BaCO_3$	$4{,}0 \cdot 10^{-10}$	9,40
$BaCrO_4$	$1{,}2 \cdot 10^{-10}$	9,93
BaF_2	$1{,}7 \cdot 10^{-6}$	5,77
$Ba(IO_3)_2 \cdot H_2O$	$1{,}5 \cdot 10^{-9}$	8,82
$BaMnO_4$	$2{,}5 \cdot 10^{-10}$	9,60
$Ba(OH)_2$	$5{,}0 \cdot 10^{-3}$	2,30
$Ba_3(PO_4)_2$	$6{,}0 \cdot 10^{-39}$	38,22
$BaSO_4$	$1{,}1 \cdot 10^{-10}$	9,97

$Be(OH)_2$	$6,3 \cdot 10^{-22}$	21,2
BiI_3	$8,1 \cdot 10^{-19}$	18,09
$Bi(OH)_3$	$3,0 \cdot 10^{-36}$	35,50
$BiPO_4$	$1,3 \cdot 10^{-23}$	22,90
Bi_2S_3	$1,0 \cdot 10^{-97}$	97,0
$CaCO_3$	$4,8 \cdot 10^{-9}$	8,32
CaC_2O_4	$2,3 \cdot 10^{-9}$	8,64
$CaCrO_4$	$7,1 \cdot 10^{-4}$	3,15
CaF_2	$4,0 \cdot 10^{-11}$	10,40
$Ca(OH)_2$	$5,5 \cdot 10^{-6}$	5,26
$CaHPO_4$	$2,7 \cdot 10^{-7}$	6,57
$Ca_3(PO_4)_2$	$2,0 \cdot 10^{-29}$	28,70
$CaSO_4$	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,60
$Cd(OH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	14,0
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	27,8
$Co(OH)_2$ роз.	$1,0 \cdot 10^{-16}$	16,0
$Co(OH)_3$	$1,0 \cdot 10^{-43}$	43,0
CoS	$4,0 \cdot 10^{-21}$	20,40
$Cr(OH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-17}$	17,0
$Cr(OH)_3$	$6,7 \cdot 10^{-31}$	30,18
$CuBr$	$5,25 \cdot 10^{-9}$	8,28
$CuCO_3$	$2,5 \cdot 10^{-10}$	9,60
$CuCN$	$3,2 \cdot 10^{-20}$	19,49
$CuCl$	$1,2 \cdot 10^{-6}$	5,92
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$	11,96
$CuOH$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	14,0
$Cu(OH)_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$	19,66
$(CuOH)_2CO_3$	$1,7 \cdot 10^{-34}$	33,76
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	35,20
Cu_2S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	47,60
$FeCO_3$	$3,5 \cdot 10^{-11}$	10,46
$Fe(OH)_2$	$8,0 \cdot 10^{-16}$	15,10
$Fe(OH)_3$	$6,3 \cdot 10^{-38}$	37,20
$FePO_4$	$1,3 \cdot 10^{-22}$	21,89
FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$	17,30
Hg_2Cl_2	$1,3 \cdot 10^{-18}$	17,83
HgI_2	$1,0 \cdot 10^{-26}$	26,0
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	51,8
$K_3[AlF_6]$	$1,6 \cdot 10^{-9}$	8,80
$KClO_4$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,97
$K_3[Co(NO_2)_3]$	$4,3 \cdot 10^{-10}$	9,37
$La(OH)_3$	$2,0 \cdot 10^{-19}$	18,70
Li_2CO_3	$4,0 \cdot 10^{-3}$	2,40
$LiOH$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,40
Li_3PO_4	$3,2 \cdot 10^{-9}$	8,50
$Mg(OH)_2$	$6,0 \cdot 10^{-10}$	9,22
$MgNH_4PO_4$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
$Mg_3(PO_4)_2$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,0
$MnCO_3$	$1,8 \cdot 10^{-11}$	10,74
$Mn(OH)_2$	$1,9 \cdot 10^{-13}$	12,73
MnS телесного цвета	$2,5 \cdot 10^{-10}$	9,60
$(NH_4)_2IrCl_6$	$3,0 \cdot 10^{-5}$	4,50
$Na_3[AlF_6]$	$4,1 \cdot 10^{-10}$	9,39
$Ni(CN)_2$	$3,0 \cdot 10^{-23}$	22,50

$Ni(OH)_2$	$6,3 \cdot 10^{-18}$	17,2
NiS	$1,0 \cdot 10^{-24}$	24,00
$PbCO_3$	$7,5 \cdot 10^{-14}$	13,13
$PbCl_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$	4,79
$PbCrO_4$	$1,8 \cdot 10^{-14}$	13,75
PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$	8,98
PbO_2	$3,0 \cdot 10^{-66}$	65,5
$Pb(OH)_2$	$8,7 \cdot 10^{-14}$	13,06
$Pb_3(PO_4)_2$	$8,0 \cdot 10^{-43}$	42,10
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	26,60
$PbSO_4$	$1,6 \cdot 10^{-8}$	7,80
$PtBr_4$	$3,0 \cdot 10^{-41}$	40,50
$PtCl_4$	$8,0 \cdot 10^{-29}$	28,1
$Sb(OH)_3$	$4,0 \cdot 10^{-42}$	41,40
Sb_2S_3	$1,6 \cdot 10^{-93}$	92,8
$Sn(OH)_2$	$6,0 \cdot 10^{-27}$	26,20
$Sn(OH)_4$	$1,0 \cdot 10^{-57}$	57,00
SnS	$1,0 \cdot 10^{-26}$	26,00
$SrCO_3$	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,96
$SrSO_4$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,49
$Sr(OH)_2$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	2,85
TlBr	$3,9 \cdot 10^{-6}$	5,41
TlCl	$1,7 \cdot 10^{-4}$	3,76
Tl I	$5,8 \cdot 10^{-8}$	7,24
$Tl(OH)_3$	$1,0 \cdot 10^{-45}$	45,00
Tl_2S	$5,0 \cdot 10^{-21}$	20,30
Tl_2SO_4	$4,0 \cdot 10^{-3}$	2,40
$Zn(CN)_2$	$2,6 \cdot 10^{-13}$	12,59
$ZnCO_3$	$1,5 \cdot 10^{-11}$	10,82
$Zn(OH)_2$	$1,2 \cdot 10^{-17}$	16,92
ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$	23,80

ПЛОТНОСТЬ ВОДЫ ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ

Температура, ºС	Плотность, г/см^3	Температура, ºС	Плотность, г/см^3
4	1,0000	55	0,9857
8	0,9999	60	0,9832
10	0,9997	65	0,9806
15	0,9991	70	0,9778
20	0,9982	75	0,9749
25	0,9971	80	0,9718
30	0,9957	85	0,9686
35	0,9941	90	0,9653
40	0,9922	95	0,9619
45	0,9902	99	0,9591
50	0,9881	100	0,9584

ПЛОТНОСТЬ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ ПРИ 20^0

Плотность, г/см^3	Содержание растворенного вещества, мас. доли, %				
	HCl	HNO_3	H_2SO_4	KOH	NaOH
1	2	3	4	5	6
1,000	0,360	0,3296	0,261	0,197	0,159
1,010	2,364	2,164	1,731	1,295	1,04
1,020	4,388	3,982	3,242	2,38	1,94
1,030	6,433	5,784	4,746	3,48	2,84
1,040	8,490	7,530	6,237	4,58	3,74
1,050	10,52	9,259	7,704	5,66	4,65
1,060	12,51	10,97	9,129	6,74	5,56
1,070	14,50	12,65	10,56	7,82	6,47
1,080	16,47	14,31	11,96	8,89	7,38
1,090	18,43	15,95	13,36	9,96	8,28
1,100	20,39	17,58	14,73	11,03	9,19
1,110	22,33	19,19	16,08	12,08	10,10
1,120	24,25	20,79	17,43	13,14	11,01
1,130	26,20	22,38	18,76	14,19	11,92
1,140	28,18	23,94	20,02	15,22	12,83
1,150	30,14	25,48	21,38	16,26	13,73
1,160	32,14	27,00	22,67	17,29	14,64
1,170	34,18	28,51	23,95	18,32	15,54
1,180	36,23	30,00	25,21	19,35	16,44
1,190	38,32	31,47	26,47	20,37	17,34
1,200	-	32,94	27,72	21,38	18,25
1,250	-	40,58	33,82	26,34	22,82
1,300	-	48,42	39,67	31,15	27,41
1,350	-	56,95	45,26	35,82	32,10
1,400	-	66,97	50,49	40,37	36,99
1	2	3	4	5	6
1,450	-	79,43	55,45	44,79	42,07
1,500	-	96,73	60,16	49,10	47,33
1,600	-	-	69,09	-	-
1,700	-	-	77,63	-	-
1,800	-	-	87,69	-	-
1,835	-	-	95,72	-	-
1,840	-	-	96,00	-	-

Физико-химические свойства р-элементов III группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	I_3, эв	$r_{ат}$, Å	ЭО	$T_{пл}$, ^0C
B	$[He]2s^22p^1$	8,30	25,15	37,92	0,88	2,01	2300
Al	$[Ne]3s^23p^1$	5,98	18,82	28,44	1,43	1,47	661,2
Ga	$[Ar]3d^{10}4s^24p^1$	6,00	20,43	30,60	1,53	1,82	29,8
In	$[Kr]4d^{10}5s^25p^1$	5,97	18,79	27,9	1,67	1,49	156,4
Tl	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$	6,11	20,32	29,7	1,71	1,44	304,5

Физико-химические свойства р-элементов IV группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	ЭО	$r_{ков}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
C	$[He]2s^22p^2$	11,26	2,5	0,77	3500
Si	$[Ne]3s^23p^2$	8,15	1,8	1,17	1420
Ge	$[Ar]3d^{10}4s^24p^2$	7,90	2,02	1,22	836
Sn	$[Kr]4d^{10}5s^25p^2$	7,34	1,72	1,40	231,9
Pb	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$	7,42	1,56	–	327,4

Физико-химические свойства р-элементов V группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	ЭО	$r_{ков}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
N	$[He]2s^22p^3$	14,26	3,03	0,77	-210
P	$[Ne]3s^23p^3$	10,55	2,06	1,10	44,1 (бел.), 585-600 (кр.)
As	$[Ar]3d^{10}4s^24p^3$	9,81	2,20	1,21	814
Sb	$[Kr]4d^{10}5s^25p^3$	8,64	1,82	1,41	631
Bi	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$	7,28	1,67	1,67	271

Физико-химические свойства оксидов р-элементов (III) V группы

Соединение	$\Delta H_{обр.}$, $\frac{кДж}{моль}$	Цвет	$T_{пл.}$, ^0C
N_2O_3	-83	светло-синий	-100
P_2O_3	-1640	белый	23,8
As_2O_3	-653	белый	373
Sb_2O_3	-699,5	белый	656
Bi_2O_3	-578	желтый	820

Физико-химические свойства р-элементов VI группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	ЭО	$r_{ков}$, Å	$r_{ион}$, $Э^{2-}$	$T_{пл}$, ^0C
O	$[He]2s^22p^4$	13,61	3,5	0,73	1,36	-218,9
S	$[Ne]3s^23p^4$	10,36	2,44	1,04	1,82	119,3
Se	$[Ar]3d^{10}4s^24p^4$	9,75	2,48	1,17	1,93	217
Te	$[Kr]4d^{10}5s^25p^4$	9,01	2,01	1,37	2,11	450
Po	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$	8,43	1,76	-	-	254

Физико-химические свойства р-элементов VII группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	ЭО	$r_{ков}$, Å	$\Delta H_{дисс.}$, $\frac{кДж}{моль}$
F	$[He]2s^22p^5$	17,42	4,1	0,71	152
Cl	$[Ne]3s^23p^5$	12,97	3,0	0,99	243
Br	$[Ar]3d^{10}4s^24p^5$	1,84	2,8	1,14	199
I	$[Kr]4d^{10}5s^25p^5$	10,45	2,6	1,33	150,7
At	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$	9,2	-	-	117

Физико-химические свойства р-элементов VIII группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	$r_{ат}$, Å	$\Delta H_{пар.}$, $\frac{кДж}{моль}$
He	$1s^2$	24,58	1,22	0,092
Ne	$2s^22p^6$	21,56	1,60	1,841
Ar	$3s^23p^6$	15,76	1,92	6,276
Kr	$4s^24p^6$	14,00	1,98	9,655
Xe	$5s^25p^6$	12,13	2,18	13,682
Rn	$6s^26p^6$	10,75	2,2	17,99

Физико-химические свойства d-элементов III группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	$r_{мет}$, Å	$r_{Э}^{3+}$, Å	ЭО	$T_{пл}$, ^0C
Sc	$[Ar]3d^14s^2$	6,54	1,641	0,83	1,3	1539
Y	$[Kr]4d^15s^2$	6,38	1,803	0,97	1,2	1525
La	$[Xe]5d^16s^2$	5,58	1,877	1,04	1,1	920
Ac	$[Rn]6d^17s^2$	6,89	2,03	1,11	1,1	1040

Физико-химические свойства d-элементов IV группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	I_3, эв	$r_{мет}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
Ti	$[Ar]3d^24s^2$	6,82	13,57	27,47	1,46	1668
Zr	$[Kr]4d^25s^2$	6,84	13,13	22,98	1,60	1855
Hf	$[Xe]5d^26s^2$	7,5	14,90	21,00	1,59	2200
Ku	$[Rn]6d^27s^2$	-	-	-	-	-

Физико-химические свойства d-элементов V группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	I_3, эв	$r_{ат}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
V	$[Ar]3d^34s^2$	6,74	14,65	29,3	1,34	1917
Nb	$[Kr]4d^35s^2$	6,77	13,5	28,1	1,46	2497
Ta	$[Xe]5d^36s^2$	7,70	-	22,3	1,46	2997

Физико-химические свойства оксидов d-элементов V-VII групп

Оксид	$\Delta G_{обр.}$, $\frac{кДж}{моль}$	$T_{пл}$, ^0C
V_2O_5	–1427	670
Nb_2O_5	–1776	1490
Ta_2O_5	–1908	1870
CrO_3	–506	197
MoO_3	–677	795
WO_3	–763	1200
Mn_2O_7	–743	5,9
Tc_2O_7	–1117	119,5
Re_2O_7	–1243	220

Физико-химические свойства d-элементов VI группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	I_3, эв	$r_{ат}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
Cr	$[Ar]3d^54s^1$	6,76	16,5	31,0	1,27	1910
Mo	$[Kr]4d^55s^1$	7,13	15,2	27,0	1,37	2890
W	$[Xe]5d^46s^2$	7,98	14,0	24,1	1,40	3377

Физико-химические свойства d-элементов VII группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	I_3, эв	$r_{ат}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
Mn	$[Ar]3d^5 4s^2$	7,43	15,6	33,7	1,30	1247
Tc	$[Kr]4d^5 5s^2$	7,28	15,0	29	1,36	2127
Re	$[Xe]5d^5 6s^2$	7,87	13,1	26,0	1,37	3175

Физико-химические свойства d-элеменов VIII группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	$r_{ат}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
Fe	$[Ar]3d^6 4s^2$	7,81	1,260	1535
Co	$[Ar]3d^7 4s^2$	7,86	1,257	1491
Ni	$[Ar]3d^8 4s^2$	7,63	1,245	1452
Ru	$[Kr]4d^7 5s^1$	7,36	1,339	2400
Rh	$[Kr]4d^8 5s^1$	7,46	1,345	1966
Pd	$[Kr]4d^{10} 5s^0$	8,33	1,375	1957
Os	$[Xe]5d^6 6s^2$	8,7	1,352	2700
Ir	$[Xe]5d^7 6s^2$	9,2	1,357	2454
Pt	$[Xe]5d^9 6s^1$	9,0	1,383	1774

Физико-химические свойства d-элементов I группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	$r_{ат}$, Å	$r_{Э^+}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
Cu	$[Ar]3d^{10} 4s^1$	7,72	20,29	1,28	0,98	1083
Ag	$[Kr]4d^{10} 5s^1$	7,57	22,0	1,44	1,13	960,5
Au	$[Xe]5d^{10} 6s^1$	9,22	20,1	1,44	1,37	1063,4

Физико-химические свойства d-элементов II группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	$r_{ат}$, Å	$r_{Э^{2+}}$, Å	$T_{пл}$, ^0C
Zn	$[Ar]3d^{10} 4s^2$	9,39	17,98	1,39	0,83	419,5
Cd	$[Kr]4d^{10} 5s^2$	8,99	15,84	1,56	0,93	321,0
Hg	$[Xe]5d^{10} 6s^2$	10,43	18,65	1,80	1,12	-38,9

Физико-химические свойства s-элементов I группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	$r_{ат}$, Å	$r_Э^+$, Å	ЭО	$T_{пл}$, ^0C
Li	[He]$2s^1$	5,4	75,6	1,55	0,60	1,0	179
Na	[Ne]$3s^1$	5,1	47,3	1,98	0,95	0,9	97,8
K	[Ar]$4s^1$	4,3	31,8	2,36	1,33	0,8	63,5
Rb	[Kr]$5s^1$	4,2	37,4	2,48	1,46	0,8	38,7
Cs	[Xe]$6s^1$	3,9	23,4	2,68	1,69	0,7	28,6
Fr	[Rn]$7s^1$	3,8	22,5	2,83	1,80	-	20

Физико-химические свойства s-элементов II группы

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	I_2, эв	$r_{ат}$, Å	$r_Э^{2+}$, Å	ЭО	$T_{пл}$, ^0C
Be	[He]$2s^2$	9,32	18,21	1,13	0,34	1,5	1204
Mg	[Ne]$3s^2$	7,65	15,03	1,60	0,74	1,2	651
Ca	[Ar]$4s^2$	6,11	11,87	1,97	1,04	1,0	850
Sr	[Kr]$5s^2$	5,69	11,03	2,15	1,20	1,0	770
Ba	[Xe]$6s^2$	5,21	10,00	2,21	1,33	0,9	710
Ra	[Rn]$7s^2$	5,28	10,15	2,35	1,44	0,9	960

Физико-химические свойства 4f-элементов

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	$r_{ат}$, Å	$T_{пл}$, ^0C	ρ, г/см^3
La	[Xe]$5d^16s^2$	5,577	1,877	920	6,166
Ce	[Xe]$4f^26s^2$	5,65	1,824	798	6,771

Элемент	Электронная конфигурация	I_1, эв	$r_{ат}$, Å	$T_{пл}$, ^0C	ρ, г/см^3
Pr	[Xe]$4f^36s^2$	5,42	1,828	931	6,772
Nd	[Xe]$4f^46s^2$	5,49	1,822	1016	7,003
Pm	[Xe]$4f^56s^2$	5,55	1,810	1080	-
Sm	[Xe]$4f^66s^2$	5,63	1,801	1073	7,537
Eu	[Xe]$4f^76s^2$	5,68	2,041	822	5,253
Gd	[Xe]$4f^75d^16s^2$	5,98	1,802	1312	7,898
Tb	[Xe]$4f^96s^2$	5,98	1,783	1353	8,234

Dy	$[Xe]4f^{10}6s^2$	5,93	1,775	1409	8,540
Ho	$[Xe]4f^{11}6s^2$	6,02	1,767	1470	8,781
Er	$[Xe]4f^{12}6s^2$	6,10	1,756	1522	9,045
Tm	$[Xe]4f^{13}6s^2$	6,18	1,747	1545	9,314
Yb	$[Xe]4f^{14}6s^2$	6,25	1,439	816	6,972
Lu	$[Xe]4f^{14}5d^16s^2$	6,15	1,735	1663	9,835

Физико-химические свойства 5f- элементов

Эле-мент	Электронная конфигурация	$r_{ат}$, Å	$r_Э^{3+}$, Å	Степени окисления
Ac	$6d^17s^2$	2,03	1,1	3
Th	$6d^27s^2$	1,80	-	3,4
Pa	$5f^26d^17s^2$ ($5f^16d^27s^2$)	1,62	-	3,4,5
U	$5f^36d^17s^2$	1,53	1,03	3,4,5,6
Np	$5f^57s^2$	1,50	1,01	3,4,5,6,7
Pu	$5f^67s^2$	1,62	1,00	3,4,5,6,7
Am	$5f^77s^2$	-	0,99	2,3,4,5,6
Cm	$5f^76d^17s^2$	-	0,98	3,4
Bk	$5f^86d^17s^2$ ($5f^97s^2$)	-	-	3,4
Cf	$5f^{10}7s^2$	-	-	2,3,5
Es	$5f^{11}7s^2$	-	-	2,3
Fm	$5f^{12}7s^2$	-	-	2, 3
Md	$5f^{13}7s^2$	-	-	2, 3
No	$5f^{14}7s^2$	-	-	2, 3
Lr	$5f^{14}6d^17s^2$	-	-	3

Учебное издание

Елена Георгиевна Ильина

ВВЕДЕНИЕ В ОБЩУЮ И НЕОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

(для студентов института биологии и биотехнологии)

Учебное пособие

Подписано в печать 02.09.2020 г.
Объем 5,8 уч.-изд. л. Формат 64х90 1/16. Бумага офсетная.
Тираж 100 экз. Заказ №5908.
Отпечатано в типографии «Новый формат»,
656049, г. Барнаул, пр-т Социалистический, 85,
тел.: (3852) 36-82-51, 8-800-700-1583,
nf-kniga@yandex.ru,
сайт: типография-новый-формат.рф