**ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ**



Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования

**Кемеровский технологический институт пищевой промышленности**

**Среднетехнический факультет**

Кафедра математических и естественнонаучных дисциплин

**АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Методические указания

для выполнения самостоятельной работы студентами специальностей

260202 «Технология хлеба, кондитерских и макаронных изделий»

направления 260200 «Производство продуктов питания из растительного сырья»

260303 «Технология молока и молочных продуктов»

направления 260300 «Технология сырья и продуктов животного происхождения»

260502 «Технология продуктов общественного питания»

направления 260500 «Технология продовольственных продуктов специального назначения и общественного питания»,

очная форма обучения

Кемерово 2008

*Составители:*

Г.А. Абрамова, преподаватель

*Рассмотрено и утверждено на заседании кафедры математики и естественнонаучных дисциплин*

*Протокол № 7 от 15.03.08*

*Рекомендовано методической комиссией*

*среднетехнического факультета*

*Протокол №3 от 10.11.08*

Представлены рекомендации для выполнения самостоятельной работы студентами по дисциплине «Аналитическая химия», рекомендуемая литература.

**©** КемТИПП, 2008

**ПРЕДИСЛОВИЕ**

Уважаемые студенты!

Вы приступили к изучению новой дисциплины «Аналитическая химия». В условиях производства с помощью методов аналитической химии решают многие задачи: определяют качество сырья, контролируют процесс производства и качество выпускаемой продукции, анализируют отходы производства с целью их утилизации и охраны окружающей среды, определяют в сырье и пищевых продуктах токсичные вещества и др. Навыки в работе, приобретенные вами в ходе выполнения лабораторных работ по аналитической химии, будут востребованы при изучении специальных дисциплин. На изучение курса отводится 102 часа аудиторных и 30 часов на самостоятельную работу студентов.

Начальные химические знания вы получили в средней школе. На уроках по аналитической химии на лабораторных работах вы получите основные знания по дисциплине. Изучение данного предложенного материала позволит повторить вопросы, изученные в средней школе: количество вещества, молярная масса, закон эквивалентов, строение атома, периодический закон Д.И. Менделеева, электронные формулы, гидролиз солей, типы химических реакций, индикаторы, основные понятия в окислительно-восстановительных реакциях, электронный баланс и т.д. Повторяя ранее изучавшийся материал, вы установите глубокую связь его с вопросами, изучаемыми в курсе «Аналитическая химия», существенно пополните теоретические знания по вопросам гравиметрии, титриметрии.

Этот дополнительный материал адресован студентам для более глубокого изучения таких вопросов количественного анализа как: произведение растворимости трудно растворимых веществ, расчет растворимости по известной величине Пр и наоборот; водородные и гидроксильные показатели, фактор эквивалентности вещества Х, молярная масса эквивалента вещества Х, кривые титрования в нейтрализации, расчеты связанные с приготовлением растворов; этапы приготовления растворов по точной навеске, по приблизительной навеске, из фиксанала и путем разбавления концентрированных растворов.

Значительное внимание уделено методам редоксиметрии: методам титрования, применяемым в них и расчетам по результатам титрования; ионно-электронному методу подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций в различных средах растворов.

В конце каждой темы приводятся вопросы и задачи для самоконтроля, а также перечень знаний и умений, которые вы должны были получить, изучив конкретный материал.

Мы надеемся, что предлагаемый материал позволит вам успешно овладеть основами аналитической химии, необходимыми в дальнейшем для изучения технологических дисциплин.

**Тема 1. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете учения о строении атома**

1. Периодический закон Д.И. Менделеева
2. Изменение свойств элементов в периодах и группах с увеличением порядкового номера
3. Физический смысл порядкового номера элементов. Современная формулировка периодического закона
4. Структура периодической системы элементов Д.И. Менделеева

История химии знает не одну сотню попыток систематизации химических элементов.

Десятилетия напряженной научной работы ученых разных стран (Иоганн Деберейнер, Джон Ньюлендс, Лотар Мейер и др.) были отданы поискам принципа естественной классификации элементов. Однако они не шли дальше установления групп элементов с похожими химическими элементами.

1. **Периодический закон Д.И. Менделеева**

Обобщив изыскания химиков и сведения об известных в то время элементах, Д.И. Менделеев в 1869 г. открыл периодический закон химических элементов.

«Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».

За основу периодической системы он берет не только атомную массу, но и химические свойства элементов, иначе и не объяснить, почему калий расположен в периодической системе после аргона, никель после кобальта, йод после теллура; хотя атомная масса названных первыми меньше и как бы противоречит основной формулировке закона. Да и сам Менделеев публикует свою первую таблицу (1 марта 1869 г.) под названием «Опыт системы элементов, основанный на их атомном весе и химическом сходстве».

В чем же сущность периодического закона открытого Д.И. Менделеевым в 1869 г.? Каковы его основные черты?

Рассмотрим для примера свойства одного ряда элементов в порядке увеличения их атомной массы.

Таблица 1

Свойства элементов III периода

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Элемент | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | Ar | |  |
| Порядковый номер | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | |  |
| Атомная  масса | 23 | 24 | 27 | 28 | 31 | 32 | 35,5 | 40 | |  |
| Элемент | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | Ar | |  |
| Формула  оксида | Na2O | MgO | Al2O3 | SiO2 | P2O5 | SO3 | Cl2O7 | – | |  |
| Свойство  оксида | CO | O | A | СЛК | К | СК | СК | – | |  |
| Формула гидрокси  да | NaOH | Mg(OH)2 | Al(OH)3 | H2SiO3 | H3PO4 | H2SO4 | HClO4 | – | |  |
| Свойство гидрокси  да | СО | СЛО | АО | СЛК | КСС | СК | ССК | – |  | |

Примечание. СО – сильноосновной (сильное основание), О – основной; СЛО – слабоосновной (слабое основание); А – амфотерный; АО – амфотерное основание; СЛК – слабый кислотный (слабая кислота); СК – сильный кислотный (сильная кислота); КСС – кислота средней силы; ССК – самая сильная кислота.

Таким образом, с увеличением атомной массы элемента:

а)периодически ослабляются металлические свойства и усиливаются неметаллические;

б)периодически увеличивается валентность по кислороду;

в)периодически уменьшается валентность по водороду, начиная с IV группы:

IV III II I

H4Si H3P H2S HCl.

**2. Изменение свойств элементов в периодах и группах**

**с увеличением порядкового номера**

Изменение химических свойств при последовательном переходе от элемента к элементу происходит посредством отрицания. Внутри периода происходит отрицание одних свойств (металлических) другими, прямо противоположными (неметаллическими).

Каждый период завершается благородным элементом, который также является отрицанием предыдущего.

Новый период начинается с элемента как бы повторяющего свойства предшествующего, но это повторение происходит на иной, более высокой основе.

В периодической системе видно, как количественные изменения (атомная масса) приводят к качественным (химические свойства) и дойдя до определенного предела незначительное изменение количества приводят к резкому изменению качества – скачку, например от F к Ne, от Ne к Na.

Таким образом, свойства химических элементов по мере возрастания их атомных масс имеют периодический характер.

**3. Физический смысл порядкового номера элементов.**

**Современная формулировка периодического закона**

После открытия периодического закона перед учеными вместо разрозненных, не связанных между собой веществ встала единая стройная система, объединившая в одно целое все химические элементы. Однако, расположив элементы в периодической системе в порядке возрастания атомных весов, Д.И. Менделеев вынужден был сделать исключения для трех пар элементов: Ar–K, Co–Ni, Te–I. Атомный вес аргона, кобальта, теллура больше атомного веса соответственно калия, никеля, йода. Расположить их иначе не позволяла совокупность известных свойств этих элементов.

Правильность размещения Ar, Со и Те в периодической системе была подтверждена в 1913 году, уже после смерти Д.И. Менделеева (1907 г.), английским ученым Мозли, который исследуя рентгеновские спектры различных элементов, определил заряды их ядер и установил, что порядковый номер элемента в таблице Д.И. Менделеева равен величине заряда его ядра.

Таким образом, было доказано, что химическая природа элемента определяется не атомным весом, а величиной заряда ядра.

Вследствие этого формулировка периодического закона претерпела некоторое изменение. Теперь она следующая:

***Свойства элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра их атомов.***

Эта формулировка не противоречит данной периодической системе Д.И. Менделеева, а лишь отражает более поздние представления о строении атома. Она позволила не только подтвердить правильность расположения в таблице аргона, кобальта и теллура, но и установить, что в первом периоде находятся всего два элемента, а также определить заряды ядер лантаноидов и их число.

**4. Структура периодической системы Д.И. Менделеева**

Периодический закон был оформлен Д.И. Менделеевым в виде периодической системы элементов. Существует много вариантов периодической системы. В России пользуются короткой, прямоугольной формой в виде таблицы, где по горизонтальной оси расположены периоды, по вертикальной – группы.

***Период***- это горизонтальный ряд элементов, в котором свойства изменяются от типичного металла до типичного неметалла и закан­чиваются благородным газом (за исключением пока седьмого пе­риода).Всего семь периодов:

1-й период содержит 2 элемента (ов)

2-й » 8 » малые периоды

3-й » 8 »

4-й » 18 »

5-й » 18 » большие периоды

6-й » 32 »

7-й » 18 » -незаконченный период

Для компактности и удобства пользования периодической систе­мой 14 элементов из седьмого периода, очень сходных по своим хими­ческим свойствам с лантаном, вынесены в отдельный ряд под назва­нием лантаноидов.

По типу лантаноидов вынесены в отдельный ряд элементы, иду­щие за актинием, под названием актиноидов, правда разные по своим химическим свойствам (если для лантаноидов характерна ва­лентность III, то у актиноидов она слишком различная, только по­сле Cm у всех III).

***Группа***- вертикальная группировка элементов, в которой один под другим размещены сходные между собой элементы.

В современной периодической системе всего восемь групп. Каждая из них делится на главную и побочную подгруппы.

***Главные подгруппы*** образованы вертикальными рядами элемен­тов, начинающихся с элементов малых периодов, в которых сверху вниз нарастают металлические свойства. Так, например, в VII группе элементам главной подгруппы F, CI, Br, I соответствуют: F2 и С12 - газы, Вг2 - жидкость, I2 - твердое кри­сталлическое вещество с металлическим блеском.

***Побочные подгруппы*** составляют только элементы больших пе­риодов, все они являются металлами и объединяются по сходным признакам.

Главные подгруппы обозначаются буквой А, побочные – буквой В. Римской цифрой впереди буквы обозначают к какой группе относится данная подгруппа, например IIIА, VВ и т.д.

Велико значение периодической системы. Вот некоторые высказы­вания авторитетных химиков-физиков:

«Периодическая система Менделеева явилась самым большим вкла­дом одного человека в общую химию всех элементов. Она обладала очень важным значением, как обобщение имеющихся в то время знаний, а также большой предсказательной силой, что с самого начала было доказано открытием новых элементов» (Дж. У. Липнет, Англия).

«Периодическая система позволила Д.И.Менделееву предсказать новые элементы и их свойства, исправить атомные веса и формулы химических соединений» (Я.К.Сыркин).

«Периодический закон, вскрывший глубочайшие принципы строения вещества, позволяет систематизировать все многообразие физико-химических свойств отдельных элементов и их соединений» (Г.Н.Флеров).

Таким образом, с открытием периодического закона появилась возможность предсказывать и описывать новые элементы и их соеди­нения. На основе этого закона Д.И.Менделеевым были исправлены атомные массы многих элементов, заполнены все «пустые клетки» до 92-го элемента, а также открыты трансурановые элементы. Периоди­ческий закон оказал влияние на развитие различных отделов химии. Периодический закон имеет огромное философское значение - под­тверждает общие законы развития природы.

**4.1 Электронные конфигурации атомов элементов от водорода до криптона**

Приведена энергетическая диаграмма заполнения атомных орбиталей электронами для элементов с порядковыми номерами 1 (Н) — 36 (Кг) в соответствии с принципами минимума энергии, запрета (принцип Паули) и максимальной мультиплетности (правило Хунда). Номера электронов отвечают последовательности заполнения электронами энергетических подуровней и равны порядковым номерам элементов в периодической системе.

Исключения:

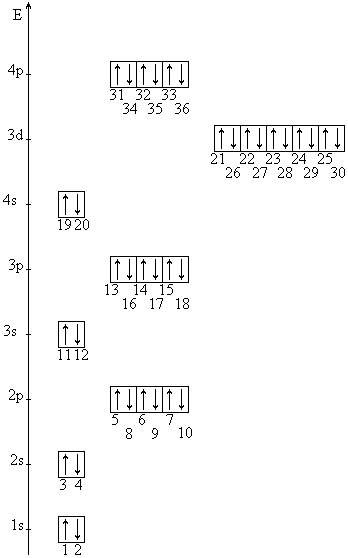
24Cr=ls22s22p63sa3p63d54sI=[18Ar]3d54s1, (а не 3d44s2 !),

29Cu = ls22s22p63s23p63d104s1 = [18Ar]3d104s1, (а не 3d94s2 !).

Эти конфигурации подтверждены экспериментально.

Таблица 2

Электронные конфигурации атомов элементов от водорода до криптона



***Примеры выполнения заданий***

**Задание 1.** Что общего и в чем различия в свойствах соединений иода и марганца?

Выполнение. Расположенный в одной группе с иодом марганец на последнем энергетическом уровне имеет два электрона, что указывает на то, что это - металл (все элементы побочных подгрупп являются металлами). В низ­шей валентности (два) он образует с кислородом соединения МnО - основной оксид и Мn(ОН)2 - основание. Водородное соединение для металлов не ха­рактерно. Семивалентный марганец, подобно хлору, образует кислотный ок­сид Мn2О7 и кислоту НМnО4. Кислородные соединения марганца с валентно­стью IV будут обладать амфотерными свойствами.

**Вопросы для самоконтроля**

1. Чем отличается современная формулировка периодического закона от формулировки, данной Д. И. Менделеевым? В чем состоит значение открытия Мозли?
2. Что называется периодом? Что общего у элементов, находящихся в одном периоде?
3. Что называется группой периодической системы? Что говорят буквы А и В после номера группы?
4. Как изменяются свойства элементов с увеличением порядкового номера?
5. Что общего у элементов, стоящих в одной подгруппе? В чем состоит сходство и различие у элементов, рас­положенных в разных подгруппах одной группы?
6. Почему стронций и кадмий, имеющие одинаковое строение внешней электронной оболочки, находятся в разных подгруппах?

*Завершив изучение темы «Периодическая система Д.И. Менделеева»,вы должны* ***знать:***

* + формулировки периодического закона;
  + физический смысл порядкового номера;
  + структуру периодической таблицы;
  + периодически и непериодически изменяющиеся свойства, причины периодичности;
  + ***уметь:***
* сопоставлять различные свойства элементов, руководствуясь их положением в периодической системе.

**Тема 2. Строение атома. Электронные формулы s-, p-, d- элементов первого – четвертого периодов периодической системы Д.И. Менделеева**

1. Состав атомных ядер

2. Квантовые числа электронов в атоме. Принцип Паули

3. Электронные формулы. Правило Гунда (Хунда)

1. **Состав атомных ядер**

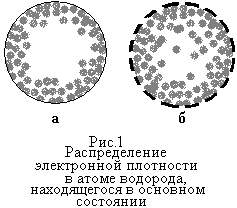
Для объяснения химических свойств веществ и их структуры важнейшее значение имеют электроны, протоны и нейтроны.

Заряд протона по величине равен заряду электрона, но противоположен ему по знаку. Массы протона и нейтрона примерно одинаковы и в 1840 раз превышают массу покоя электрона.

Согласно нейтронно-протонной теории число протонов в ядре равно заряду ядра, т. е. поряд­ковому номеру элемента в периодической системе. Число нейтронов может быть найдено как разность между массо­вым числом А (массой атома, выраженной в а.е.м.) и чис­лом протонов. Например, уран в таблице Д. И. Менделеева имеет порядковый номер 92 и массовое число 238. Это записывается так: ****. Следовательно, ядро урана содер­жит 92 протона и 238 - 92 = 146 нейтронов. В результате появления кварковой гипотезы неитронно-протонная мо­дель несколько модифицировалась. Стали считать, чтоядро состоит из протонов и нейтронов, а те в свою очередь – из кварков.

Однако, совсем недавно физиками установлено, что ядро представляет собой сложное образование из кварков, которые то «расползаются» за границы протонов и нейтронов, то опять в них «собираются». Отметим, что теория, которая позволила бы количественно объяснить все известные свойства атомного ядра не создана. В данном курсе мы будем пользоваться нейтронно-протонной теорией, которая вполне удовлетворительно объясняет строение атома и его химические свойства.

**1.1 Понятие об электронной орбитали**



Вероятность местонахождения электрона зависит от его энергетического состояния. В принципе, электрон может находиться в любом месте пространства атома. Однако, в области, где значения волновой функции выше, он бывает чаще и области соответствуют минимальной энергии электрона. Совокуп­ность мест пространства, где волновая функция имеет максимальное значе­ние, называется *электронной орбиталью*, или электронным облаком атома. Иными словами, орбиталью называется область в пространстве, в кото­рой вероятность пребывания электрона максимальна.

Если различную электронную плотность в отдельных участках, например, невозбужденного атома водорода передать различной интенсивностью точечной штрихов­ки, получится схема электронной орбитали (рис. 1 а).

Поверхность, охватывающая ядро атома, за пределами которой вероятность пребывания электрона исчезающе мала, называют граничной поверхностью орбитали (рис.1б). Эта поверхность передает форму орбитали.

Таким образом, понятие об орбитали — понятие статистическое. Оно описывает усредненное состояние электрона и распределение электронного заряда.

**2. Квантовые числа электронов в атоме**

Изучение атомных спектров и химических свойств элементов показало, что электроны в атоме распределяются по отдельным *энергетическим уровням* (их также часто называют электронными слоями или оболочками).

Чтобы решить сколько электронов может находиться на уровне (оболочке), надо рассмотреть *квантовые числа,* которые полностью определяют состояние электрона в атоме.

***Главное квантовое число*** ***п***характеризует энергетический уровень или общий запас энергии электрона, а также размеры электронного облака. Оно может принимать значения целых чисел от 1 до (практически от 1 до 7 соответственно номеру периода, в ко­тором находится элемент). Энергетические уровни (или оболочки) обозначаются цифрами, в соответствии со значениями *п* или буквами:

***Главное квантовое число n*** 1 2 3 4 5 6 7

***Обозначение уровня*** K L M N O P Q

Так, например, если *п =* 3, то электрон находится на третьем уровне от ядра или на уровне *М.* Наименьшей энергией он обладает при *п* = 1. С увеличением *п* энергия электрона и размер электронного облака (орбитали) возрастают.

Электроны с одинаковой величиной *п* образуют в атоме электронную оболочку, соответствующую определенному значению главного квантового числа.

***Орбитальное или побочное квантовое число l*** характеризует энергетическое состояние электрона в подуровне и форму электронного облака. Электроны уровня группируются в подуровни. Как и *п, I* квантуется, т. е. изменяется только целочисленно, принимая значения на единицу меньше, чем *у п,* — от 0 до *и*— 1. Так, например, при *п =* 3 / = 0, 1, 2. Каждому значению *I* при одном и том же *п* соответствует определенный подуровень (под-оболочка). Подуровни обычно обозначаются буквами. Электроны с орбитальным числом / = 0 называются s-электронами, с / = 1 /^-электронами, с / = 2 d-электронами и с / = 3 /-электронами. Очевидно, при *п =* 4 наименьшей энергией обладают s-электроны, затем следуют *р-, d-* и /-электроны. Запись 4s означает, что у электрона п = 4 и I = 0, а у 4/-электрона *п* = 4 и / = 3.

***Магнитное квантовое число m*** характеризует ориентацию орбитали (электронного облака) в пространстве.

Электрон может находиться в любой точке пространства вокруг ядра. Поэтому квантовая механика вводит понятие *электронного об­лака.* Заряд электрона как бы размазывается, расплывается по всему объему этого облака. Электронное облако может иметь разную геометрическую форму. У атома водорода, обладающего одним электроном, орбиталь сферически симметрична и называется 1S орбиталъю(1 -квантовое число, *s -* тип орбитали). В атоме гелия два электрона образуют общее, двухэлектронное облако сферической формы. Такое же двухэлектронное облако содержится во внутренней орбитали в атомах всех следующих за гелием элементов - это так называемые орбитали первого типа - s-орбитали.В каждом атоме существует не более двух электронов, облака которых одинаковы.

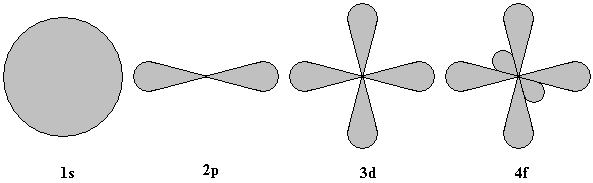


Рис. 2

Орбитали второго типа – р-орбиталиявляются вытянутыми. Область нахождения электрона – то по одну, то по другую сторону от ядра. Эти смежные облака образуют вместе нечто вроде гантели. Для удобства такую гантель изображают в виде двух шаров или же вось­мерки.

Орбитали третьего типа – d-орбиталиимеют более сложную форму – они представляют собой как бы две скрещенные гантели, a f-орбиталиобразуют еще более сложные облака (орбитали четвертого типа).

***Спиновое квантовое число s*** характеризует собственное вращение электронов вокруг своей оси. Спин может принимать только два значения: +1/2 – и -1/2.

И так, сложное движение электронов в атоме полностью описывается четырьмя квантовыми числами – n, e, m, s. При переходе атома из одного состояния в другое меняется значение квантовых чисел, происходит перестройка электронного облака и атом получает или поглощает квант энергии – фотон.

**3. Порядок заполнения электронных орбиталей**

* 1. **Принцип наименьшей энергии**

Этот принцип заключается в том, что последовательность размещения электронов по уровням и подуровням атома должна соответствовать наименьшей энергии электрона и атома в целом. В этом случае устойчивость электронной системы будет максимальной и связь электронов с ядром – наиболее прочной.

* 1. **Принцип Паули**

Сформулирован Вольфгангом Паули (Германия) в 1924 году. Принцип играет важную роль при описании поведения многоэлектронных систем. Согласно этому принципу, в атоме не может быть двух электронов, для которых одинаковы значения всех четырех квантовых чисел. Следовательно, на одной атомной орбитали, описываемой квантовыми числами п, I, т1 может находиться не более двух электронов, причем эти электроны должны отличаться ориентацией спина.

На данном уровне s–орбиталь одна,

p–орбиталей три,

d–орбиталей пять,

ƒ–орбиталей семь.

Максимальное число электронов на s–подуровне – 2,

p–подуровне – 6,

d–подуровне – 10,

ƒ–подуровне – 14.

Принцип Паули относится к фундаментальным законам природы и выражает одно из важнейших свойств не только электронов, но и других микрочастиц, имеющих полуцелые значения спинового числа (протоны, некоторые ядра атомов). Этот принцип не только ограничивает число электро­нов на атомной орбитали, но и определяет строение атома и важнейшие свойства всех химических систем.

Таблица 3

Распределение электронов по уровням, подуровням и орбиталям

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| n | l | Обозна  чение | m1 | число  орбита  лей | m1 | максимальное число  электронов | |
| на под-  уровне | на уровне |
| 1  2  3  4 | 0  0  1  0  1  0  1  2  3 | 1s  2s  2p  3s  3p  3d  4s  4p  4d  4f | 0  0  -1, 0, 1  0  -1, 0, 1  -2, -1, 0, 1,2  0  -1, 0, 1  -2, -1, 0, 1, 2  -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 | 1  1  3  1  3  5  1  3  5  7 | ±1/2  ±1/2  ±1/2  ±1/2  ±1/2  ±1/2  ±1/2  ±1/2  ±1/2  ±1/2 | 2  2  6  2  6  10  2  6  10  14 | 2  8  18  32 |

**3.3 Правило Хунда (Гунда)**

Предложено в 1927 году ученым Фридрихом Хундом (Германия). В соответствии с этим правилом электроны при данных значениях главного и орбитального квантовых чисел стремятся расположиться в атоме так, чтобы, суммарный спин был максимальным. Это означает, что в пределах данного подуровня атома электроны заполняют максимальное количество орбиталей.

**3.4 Правило Клечковского**

Сформулировано в 1951 году советским ученым Всеволодом Клечковским. Оно детализирует принцип наименьшей энергии и согласно этому принципу, заполнение подуровней происходит в последовательности увеличения суммы главного и побочного квантовых чисел (n + I), причем при одинаковом значении суммы (n + I) заполнение подуровней идет в направлении увеличения п или уменьшения I. Последовательность заполнения подуровней, найденная исходя из правила Клечковского, имеет вид:

1s—> 2s —> 2р —>3s —> Зр —> 4s —> 3d —> 4р —> 5s —> 4d —> 5р —> 6s—> 4ƒ —> 5d —> 6p —> 7s —> 5ƒ —> 6d.

Пользуясь этим правилом, можно предсказать электронные конфигурации для атомов еще не изученных элементов.

**4. Электронные формулы**

Рассмотренные выше закономерности позволяют выяснить электронную структуру большинства сложных атомов. Исключение составляют атомы палладия, меди, серебра, золота и некоторые другие. По-видимому, это связано с взаимодействием электронов между собой, не учтенном в принятом одноэлектронном приближении.

Для описания атомных электронных структур обычно используют так называемые **электронные формулы***.* Этими формулами обозначают состояние электронов в атоме. *Составить электронную формулу* — *это зна­чит распределить все имеющиеся в атоме электроны по уровням, подуровням и орбиталям.* Для этого необходимо знать: число электронов в атоме (оно равно порядковому номеру элемента в периодической таблице), какие в атоме есть орбитали, какова их емкость и порядок заполнения орбиталей (правило Клечковского). Построим электронные формулы трех элементов: лития, хлора и марганца.

3Li Число электронов в атоме — 3.

Электронная формула — 1s22s1 (цифра справа вверху указывает, сколько электронов находится на данных орбиталях).

17С1 Число электронов — 17.

Электронная формула — *1s22s22p63s23ps*

*25 Mn* Число электронов — 25.

Располагая их в соответствии

с правилом Клечковского,

получим — Is22s22/>63s23p64s23d5

Электронная формула — Is22s22jp63s23p63d54s2,

т. е. указываются все электроны с *п* = 3,

а затем электроны четвертого уровня.

Иногда оказывается удобным использование **электронно-графических**формул. При этом электроны с положительными *(+1/2)* или отрицательными (-V2) спинами изображают стрелками, направленными соответственно вверх или вниз и помещенными в квадрат (ячейку), условно обозначающий орбиталь. Например, электронно-графические формулы атомов лития, хлора и марганца.

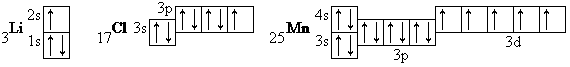


Рис. 3

Особо подчеркнем, что распределение электронов на  
3d-орбиталях атома марганца обусловлено правилом  
Хунда. *%Л\**

Для элементов, у которых заполняются s, р-орбитали при построении электронно-графических формул достаточно показать только электроны внешнего уровня. В случае марганца, имеющего кроме s- и р-электронов, находящихся на последнем уровне, d-электроны на предпоследнем уровне, необходимо указать размещение s-, *р-* и d-электронов на последнем и предпоследнем энергетических уровнях.

**Пример 1.** Дайте общую характеристику элемента с порядковым номером 33. Укажите его основные химические свойства.

Выполнение. Элемент мышьяк (порядковый номер 33) находится в четвертом периоде, в главной подгруппе V группы, его относительная атомная масса - 75. Ядро атома состоит из 33 протонов и 42 нейтронов. Электроны (их 33) расположены вокруг ядра на четырех энергетических уровнях. Мышьяк -р-элемент, его электронная формула:

*1s22s22p63s23p63diO4s24pi.*

Наличие пяти электронов на внешнем квантовом слое (энергетическом уровне) атома мышьяка указывает на то, что мышьяк - неметалл. Однако он обладает слабо выраженными металлическими свойствами, поскольку в группе сверху вниз происходит ослабление неметаллических свойств. Высшая степень окисления мышьяка +5. Формула высшего оксида - As2O5, а газообразного соединения с водородом - AsH3.

**Вопросы для самоконтроля**

1. Из каких элементарных частиц состоит атомное ядро?
2. Укажите состав следующих ядер: 31P, 39К, 80Br.
3. Составьте электронные и электроно-графические формулы элементов со следующими порядковыми номерами: 7, 10, 28, 33, 42.

Сколько неспаренных электронов содержится в каждом из указанных атомов?

1. Укажите значение квантовых чисел n,l,ml для электронов, находящихся на внешнем энергетическом уровне в атомах следующих элементом: 11Na, 14Si, 17Cl, 25Mn, 82Pb.

*Завершив изучение темы «Строение атома электронной формулы», вы должны* ***знать:***

– виды элементарных частиц и строение ядра;

– физический смысл порядкового номера элемента в периодической системе;

– квантовые числа, их физический смысл;

– виды орбиталей, их геометрическую форму и ориентацию в пространстве;

– принципы наименьшей энергии и Паули;

– правила Клечковского и Хунда;

***уметь:***

– определять состав ядра;

– с помощью квантовых чисел рассчитывать количество подуровней, орбиталей и электронов на данном уровне;

– строить электронные и электроно-графические формулы элементов, зная их порядковые номера в таблице Д.И. Менделеева.

**Тема 3. Растворы электролитов**

## Теория электрической диссоциации

1. Сильные  и  слабые  электролиты. Степень  и константа электролитической  диссоциации

3. Диссоциация кислот, оснований и солей

Вещества,  водные растворы или  расплавы  которых  проводят  электрический  ток, называются  **электролитами**. Электрическая проводимость растворов электролитов обусловлена тем, что основания, кислоты и соли в растворах распадаются на ионы – подвергаются электролитической диссоциации.

**1. Теория  электролитической  диссоциации** (ТЭД)  была  предложена  шведским  ученым  Сванте  Аррениусом  в  1887 г. Позднее  ТЭД  развивалась  и  совершенствовалась. Современная  теория  водных  растворов  электролитов помимо  теории  электролитической  диссоциации  С. Аррениуса  включает  в себя  представления  о  гидратации  ионов  (И.А. Каблуков, В.А. Кистяковский), теорию  сильных  электролитов (П. Й. Дебай, Э.А. Хюккель, 1923 г.).

Сформулируем  основные  положения  теории  электролитической  диссоциации.

1. Электролиты  в  растворах  самопроизвольно распадаются  на  ионы  под  действием  молекул  растворителя. Такой  процесс  называется – **электролитической  диссоциацией**. Диссоциация  также  может  происходить  при  плавлении  твердых  электролитов (термическая диссоциация электролитов).

2. Ионы отличаются  от  атомов  по  составу  и  по  свойствам. В  водных  растворах  ионы  находятся  в  гидратированном  состоянии. Ионы  в  гидратированном  состоянии  отличаются  по  свойствам  от  ионов  в  газообразном  состоянии  вещества.

3. В  растворах  или  расплавах  электролитов  ионы движутся  хаотично, но  при  пропускании  через  раствор или  расплав  электролита  электрического  тока,  ионы приобретают направленное движение:  катионы перемещаются  к  катоду,  анионы – к  аноду.  Раствор  или  расплав  электролита  является  проводником  с  ионной  проводимостью – проводником  II рода.

Причиной электролитической диссоциации является интенсивное взаимодействие растворенного вещества с молекулами растворителя (сольватация, гидратация). Именно гидратация ионов препятствует обратному соединению ионов в нейтральные молекулы.

**2. Сильные  и  слабые  электролиты.**

**Степень  электролитической  диссоциации**

При  растворении  одних электролитов равновесие  диссоциации значительно смещено  вправо,  в  растворах  таких электролитов диссоциация происходит практически  полностью (сильные  электролиты). При  растворении  других электролитов  диссоциация происходит в незначительной  мере  (**слабые  электролиты**).

С позиций  современной  электростатической теории сильные  электролиты  диссоциируют  необратимо,  а  слабые  электролиты – обратимо.

Для  количественной  оценки  силы электролита введено  понятие  степени  электролитической  диссоциации.

**2.1 Степень  электролитической  диссоциации** – отношение количества вещества электролита  распавшегося на ионы (Vрасп.) к количеству вещества электролита, поступившего в раствор (Vобщ.):

,

где α - степень  ЭД, 0 < α ≤ 1.

         Степень  диссоциации  также выражают в процентах, тогда

0% <α ≤ 100%.

         Степень  электролитической диссоциации  зависит от природы  электролита, его концентрации  в растворе и температуры. С  разбавлением  и  с  повышением  температуры  степень  электролитической диссоциации  возрастает.

         Оценить силу различных электролитов можно, сравнивая степень их электролитической диссоциации при одинаковых условиях. Электролиты, степень диссоциации которых при  18 0С в  растворах  с  концентрацией  0,1 моль/л  электролита больше 30% относят к **сильным электролитам**. Это щелочи, большинство солей, некоторые неорганические кислоты (HClO4, HI, HBr, HCl, HNO3, H2SO4). Электролиты, степень диссоциации которых при  18 0С в  растворах  с  концентрацией  0,1 моль/л  электролита  меньше  3% относят к **слабым электролитам.** Это многие неорганические  кислоты:  H2S, HCN, HСlO, практически все органические  кислоты (например, HCOOH, CH3COOH, CH3CH2COOH), водный раствор аммиака NH3•H2O, вода. Электролиты, степень диссоциации которых при 18 0С в 0,1М растворах от 3 до 30% относят к **электролитам средней силы**. Это, например, ортофосфорная кислота H3PO4, фтороводородная кислота HF, азотистая кислота HNO2.

Таблица 4

Классификация  электролитов  по  силе

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ЭЛЕКТРОЛИТЫ | | |
| Слабые  α<3% | Средней силы  3% ≤ α ≤ 30% | Сильные  α> 30% |
| Процесс диссоциации обратим | | Процесс диссоциации  практически необратим |
| Многие неорганические  кислоты:  H2S, HCN, HСlO  Практически все органические  кислоты. Например, HCOOH, CH3COOH, CH3CH2COOH.  Водный раствор аммиака NH3•H2O  Вода H2O | H3PO4, H2SO3, HF | Щелочи  Большинство  солей.  Некоторые  неорганические  кислоты:  HClO4, HI, HBr, HCl, HNO3, H2SO4. |

**2.2 Константа электролитической диссоциации**

            Как  уже было  сказано  выше, ЭД слабых электролитов – обратимый  процесс. Поэтому  силу  электролита  также  можно охарактеризовать  с  помощью  *константы  химического  равновесия  процесса  диссоциации  электролита* – **константы  диссоциации**. Так, например,  диссоциация  уксусной  кислоты протекает по уравнению:

СН3СООН ↔ СН3СОО–+Н+

характеризуется  константой  диссоциации:



           Зависимость между степенью диссоциации и константой диссоциации слабого электролита определяется **законом разбавления Оствальда**:

.



            Константа  диссоциации  зависит  от  температуры,  но  не  зависит   от  концентрации  электролита. В  этом  ее  преимущество  по  сравнению  со степенью электролитической диссоциации. Чем  больше  значение  константы   диссоциации,  тем  сильнее  электролит.

**3. Диссоциация кислот, оснований и солей**

* 1. **Диссоциация кислот**

Согласно теории электролитической диссоциации, кислотами называют вещества, которые в водных растворах образуют в качестве катионов ионы водорода Н+. Одноосновная кислота диссоциирует на ионы в одну ступень. Например:

НСl  Н++ Сl–.

Двухосновные кислоты распадаются на ионы в две ступени:

первая ступень: H2SO4 Н+ + HSO4- ,

вторая ступень: HSO4-  Н+ + SO42-.

\* Первая ступень диссоциации, как правило, осуществляется в большей степени, чем вторая. Из уравнений диссоциации видно, что в растворе серной кислоты имеются три вида ионов: Н+, HSО4- и SO42-.

Трехосновные кислоты диссоциируют по трем ступеням: по пер­вой ступени в большей степени, чем по второй, а по второй — в большей, чем по третьей. Например, диссоциация фосфорной кислоты протекает по схемам:

первая ступень: Н3РО4  Н+ + Н2РО4- (дигидрофосфат-ион),

вторая ступень: Н2РО4-Н+ + НРО42-

(гидрофосфат-ион),

третья ступень:НРО42-Н+ + РО43-

(фосфат-ион).

Водный раствор фосфорной кислоты содержит ионы водорода Н+, дигидрофосфата Н2РО4-, гидрофосфата НРО42- и фосфата РО43-, причем ионов Н2РО4- больше, чем НРО42-, а последних больше, чем РО43-. Количество ионов РО43- ничтожно мало.

* 1. **Диссоциация оснований**

По теории электролитической диссоциации основаниями называют вещества, которые в водных растворах в качестве анионов содержат только ионы гидроксила ОН-. Диссоциацию оснований можно выразить, например, следующими уравнениями:

NaOH Na+ + ОН-; Ва(ОН)2  Ва2+ + 2ОН–.

Вещества, которые диссоциируют и как кислоты и как основа­ния, называются амфотерными соединениями или амфолитами. К ним относятся гидроксиды некоторых металлов. Например, А1(0Н)3, Zn(OH)2 и др.

Zn(OH)2 Zn2+ + 2ОН-

(диссоциация по типу основания),

H2ZnО22Н+ + ZnO222-

(диссоциация по типу кислоты).

Следовательно, в растворе амфотерного соединения содержатся  
ионы металла, гидроксил-ионы, ионы водорода и кислотного остатка.

Вода диссоциирует по уравнению

НаО 5 Н+ + ОН-.

Следовательно, вода также проявляет свойства кислоты, образуя ионы Н+, и свойства основания, образуя ионы ОН-.

* 1. **Диссоциация солей**

Диссоциация нормальной соли. Нормаль­ная соль диссоциирует на ион металла, аммония NH4+ и ион кислотного остатка:

КNO3 K+ + NО3-,

Al2(SO4)3 2Al3+ + 3SO42-.

**3.3.1 Диссоциация кислой соли**

В данном случае диссоциация протекает по нескольким ступеням.

Например, KHSO4 диссоциирует по двум ступеням:

первая ступень: KHSO4  К+ + HSO4-,

вторая ступень: HSO4-  Н+ + SO42.

Как видно, раствор кислой соли содержит катионы водорода (как результат диссоциации по второй ступени) и металла (в отли­чие от кислоты, содержащей только ионы водорода).

**3.3.2 Диссоциация основной соли**

Основные соли — это соли, молекулы которых кроме ионов металла и кислотного остатка, содержат ионы гидроксогруппы. Например, хлорид гидроксомагния MgOHCl. Диссоциация этой соли протекает согласно уравнению

первая ступень: MgOHCl  MgOH++Cl-,

вторая ступень: MgOH+Mg2++OH-.

Основные соли алюминия: сульфат гидроксоалюминия AIOHSO4 и сульфат дигидроксоалюминия [A1(OH)2]2SO4, диссоциируют, как показано ниже:

A1OHSO4 А1ОН2+ + SO42-, [А1(ОН)2]2 SO4  2 [А1(ОН)2]+ + SO42-.

**3.3.3 Диссоциация двойной соли**

Если атомы водорода в многоосновной кислоте замещены ато­мами двух различных металлов, соль называют двойной. **Примеры:** алюмокалиевые квасцы KA1(SO4)2 ∙ 12H2O; сегнетова соль (тартрат калия-натрия) NaKC4H4O6, фосфат аммония-натрия NH4Na2PO4. Диссоциация их протекает по схеме

KA1(SO4)2  К+ + А1з+ + 2S042-,

NaKC4H4Oe  Na+ + К+ + С4Н4О62-,

Na2NH4PO4  2Na+ + NH4+ + PO43-.

Как видно, в водном растворе двойной соли содержатся катио­ны двух металлов или металла и аммония.

Диссоциация комплексных солей. При диссоциации комплексных солей образуются простой и комплексный ионы.

Например:

K4[Fe (CN)6] 4K+ + [Fe(CN)6]4-,

[Fe(CN)6]4-Fe2++6CN-

[Ag(NH3)2]Cl [Ag(NH3)2]+ + Cl-,

[Ag(NH3)2]+ Ag++2 NH3.

В растворе комплексной соли практически нет отдельных ионов элементов, входящих в комплексный ион. Так, в растворе соли K4[Fe(CN)6] нет ионов Fe2+ и CN-, а есть сложный комплексный ион [Fe(CN)6]4- так как диссоциация по второй ступени протекает незначительно.

**Пример 1.** Назовите вещества и напишите уравнения реакции диссоциации H2S, Cu(NO3)2, Ca(H2PO4)2 AlOHCl2.

Выполнение.Слабая сероводородная кислота диссоциирует ступенчато:

H2S  Н+ + HS-

(первая ступень),

HS-  Н++ S2-

(вторая ступень).

Средняя соль нитрат меди растворяется в воде, является сильным электролитом и диссоциирует с образованием положительного иона металла и отрицательного иона кислотного остатка:

Cu(NO3)2Cu2+ + 2NO3-.

Кислая соль гидрофосфат кальция диссоциирует ступенчато:

Са(Н2РО4)2  Са2+ + 2Н2РО4-; (первая ступень),

Н2РО4- Н+ + HPO42- (вторая ступень),

НРО42- Н+ + PO43- (третья ступень).

Однако степень электролитической диссоциации уже по второй сту­пени очень мала, поэтому раствор кислой соли содержит лишь незна­чительное число ионов водорода.

Основная соль гидроксохлорид алюминия дис­социирует с образованием основных и кислотных остатков:

АlOНCl2 А1ОН2++2Сl-.

Диссоциация ионов основных остатков на ионы метала и гидроксогруппы почти не имеет места.

**Вопросы для самоконтроля**

1. Электролитами называют вещества…

2. Электролитической диссоциацией называется процесс…

3. Причиной электролитической диссоциации является интенсивное…

4. К сильным электролитам относятся, например

кислоты

гидроокиси…

соли…

5. К слабым электролитам относятся, например,

кислоты…

гидроокиси…

6. Напишите уравнения электролитической диссоциации

(NH4)2Fe(SO4)2, H2SO3, NaH2PO4, Ca(OH)2.

Назовите вещества.

*Изучив материал « Растворы электролитов», вы должны* ***знать:***

-механизм процесса электролитической диссоциации;

**-** электролиты сильные, средней силы, слабые;

**-** закономерности диссоциации слабых электролитов;

***уметь:***

**-** записывать уравнения электролитической диссоциации веществ электролитов.

- определять, какие ионы могут быть в растворе того или иного электролита.

**Тема 4. Произведение растворимости трудно растворимых веществ**

1. Гетерогенные равновесия. Понятие о произведении растворимости
2. Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита по его растворимости
3. Вычисление растворимости электролита в воде по известному произведению растворимости
4. **Гетерогенные равновесия**

**Понятие о произведении растворимости**

            Закон действующих масс применим как к гомогенным, так и к гетерогенным системам. Рассмотрим гетерогенные системы, например, насыщенные растворы, соприкасающиеся с осадком того или иного вещества.

            Рассмотрим системы, в которых  контактируют осадок и раствор того или иного вещества. Насыщенный раствор и осадок отделены друг от друга поверхностью раздела и являются фазами гетерогенной системы.

            При соприкосновении с водой какого-либо малорастворимого электролита, например, сульфата бария BaSO4, ионы Ва2+ и SO42– под действием диполей воды переходят с поверхности кристаллов в раствор. Одновременно начнется и обратный процесс – осаждение BaSO4, ионы Ва2+ и SO42– в растворе могут сталкиваться с поверхностью кристаллов BaSO4 и осаждаться (выделяться) под влиянием притяжения других ионов. Постепенно скорость растворения вещества уменьшается, а скорость противоположного процесса – осаж­дения – увеличивается, что и приводит к состоянию динамического равновесия, при котором число ионов Ва2+ и SO42–, уходящих в единицу времени с поверхности твердой фазы, равно числу ионов, возвращающихся на эту поверхность. Таким образом получается насыщен­ный раствор сульфата бария, в котором больше не наблюдается ни уменьшения количества твердой фазы, ни накопления ионов Ва2+ и SO42–.

            К насыщенному раствору, как равновесной системе, применим закон действующих масс. Если скорость растворения *v*1 показывает число ионов Ва2+ и SO42–, уходящих за определенное время с поверхности твердой фазы в раствор, то скорость должна быть прямо пропорцио­нальна числу этих ионов на единице поверхности.    Однако при умень­шении  общего  количества твердой фазы  (в процессе растворения) расположение ионов на ее поверхности остается неизменным. Поэтому можно допустить, что скорость растворения твердой фазы остается постоянной и равной некоторой величине *K*1: *v*1 = *K*1.

            Скорость противоположного процесса – осаждения – *v*2 определя­ется числом столкновений ионов Ва2+ и SO42– с единицей поверхности кристаллов BaSO4 за то же время. Очевидно, она будет тем больше, чем выше концентрация ионов Ва2+ и SO42– в растворе.       Отсюда *v*2 = *K*2[Ba2+][SO42–], величина постоянная при неизменной температуре.

            Но в насыщенном растворе скорости обоих процессов равны: *v*1 = *v*2. Поэтому можно написать:

*K*2[Ba2+][SO42–] = *K*1  или [Ba2+][SO42–] = *K*1 / *K*2.

            Отношение двух постоянных величин *K*1 / *K*2  – величина постоян­ная, которую принято обозначать ПР(BaSO4).

            Величина ПР количественно характеризует свойство малорастворимого электролита растворяться и называется произведением растворимости. Отсюда следует правило: как бы не изменялись концентрации отдельных ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита, произведение их (при неизменной температуре) остается пос­тоянной величиной.

            В общем случае малорастворимый электролит диссоциирует по уравнению:

            KnAm nKm+ + mAn–.

            Тогда правило произведения растворимости получает такое матема­тическое выражение:

            [K*m*+]*n*[A*n*–]*m* = ПР (KnAm),

где [К*m*+] и [А*n*–] — равновесные концентрации катионов и анионов, образующихся при диссоциации электролита K*n*A*m*;

*n* и *m* степени, в которые необходимо возвести концентрации ионов.

Например:

            ПР (Ba3(PO4)2) = [Ba2+]3[PO43–]2.

По степени насыщения различают растворы ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные.

Для ненасыщенного раствора  ПР (Ba3(PO4)2) > [Ba2+]3[PO43–]2.

Для насыщенного раствора  ПР (Ba3(PO4)2) = [Ba2+]3[PO43–]2.

Для перенасыщенного раствора  ПР (Ba3(PO4)2) < [Ba2+]3[PO43–]2.

            Численные величины ПР некоторых малорастворимых электролитов приводятся в специальных таблицах, для сравнение растворимости мало растворимых электролитов используют значения ПР.

Например:

ПР (AgCl)=1.78\*10-10, а ПР AgI = 8.3\*10-17.

Растворимость AgCl больше чем AgI (1.78\*10-10> 8.3\*10-17)

1. **Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита по его растворимости**

Зная растворимость какого-либо малорастворимого электролита, можно вычислить его произведение растворимости, а по значению произведения растворимости электролита — растворимость этого электролита в воде и в растворе, содержащем одноимен­ный ион.

Для вычисления произведения растворимости данного электролита по известной растворимости его следует:

1. составить схему диссоциации электролита, произведение  
   растворимости которого нужно вычислить;
2. выразить произведение растворимости электролита через произведение концентраций его ионов;
3. вычислить растворимость вещества в моль/дм3;
4. пользуясь уравнением диссоциации и значением растворимости, полученной по п. 3, вычислить равновесную концентрацию каждого иона;
5. подставить значение концентрации ионов, найденной по п. 4, в выражение произведения растворимости (п. 2) и произвести необходимые вычисления.

**Пример 1.** Вычислить произведение растворимости СаСОз, если при 20°С в 1 л насыщенного раствора содержится 6,9 мг=6,9-10-3 г СаСОз. Решение.

1. Уравнение диссоциации

СаСО3 Са2+CО3.

1. Выражение произведения растворимости

ПР = [Са2+] [СО2-].

3. Для вычисления растворимости СаСОз (в моль/дм3) находим значение 1 моля СаСОз: он равен 100,09 г. Отсюда растворимость СаСОз равна

.

1. При диссоциации каждого моля СаСОз образуется 1 г-ион Са2+ и 1 г-ион СО32-. Следовательно, ионы Са2+ и СОз2" находятся в растворе в одинаковой концентрации, равной растворимости соли:

[Са2+] = 6,9-

10-5 г-ион/дм3 и [СОз2-] = 6,9-10-5 г-ион/дм3.

1. Подставив значение концентраций ионов Са2+ и СОз2- в выражение произведения растворимости, получим

ПРСаСОз = 6,9 ∙ 10-5 ∙ 6,9 ∙ 10-5 = 47,61 ∙ 10-10 = 4,8∙ 10-9.

**3. Вычисление растворимости электролита в воде по известному произведению растворимости**

Чтобы произвести соответствующие расчеты, следует:

1. составить уравнение диссоциации вещества, растворимость которого требуется вычислить;
2. выразить произведение растворимости вещества через произведение концентраций его ионов;

обозначить растворимость вещества через х моль/дм3;

1. пользуясь уравнением диссоциации вещества, вычислить равновесную концентрацию каждого иона его;
2. подставить найденное в (п. 4) значение концентраций ионов в выражение произведения растворимости (п. 2) и произвести вычисления.

**Пример 1.** Вычислить растворимость AgBr в мг/дм3, если известно, что ПР(AgBr) равно 5,3∙ 10-13.

Решение.

1. Уравнение диссоциации

AgBr Ag+ +Br-.

Обозначим растворимость AgBr через х моль/дм3.

Концентрация ионов Ag+ равна концентрации ионов Вr-, т.е.

[Ag+] = [Вr-].

1.Произведение растворимости

ПР(AgBr) = [Ag+] ∙ [Вr-].

2.Так как в растворе происходит полная диссоциация растворенной соли, концентрация каждого иона равна концентрации соли, т. е. ее растворимости в моль/дм3:

[Ag+] = *x* и [Вr-] = *х.*

3.Подставляем эти значения в выражение произведения растворимости

ПР (AgBr) = х ∙ х = х2.

Так как по условию задачи

ПР(AgBr) =5,3 ∙ 10-13, то 5,3 ∙ 10-13=х2.

4.Решаем полученное уравнение и вычисляем растворимость в моль/дм3 и растворимость AgBr в миллиграммах на 1 дм3:

5,3 ∙ 10-13 = х2; *х* = ∙ моль/дм3.

Итак, в 1 дм3 насыщенного раствора растворено 7,3 ∙10-7моль, поскольку 1 моль AgBr равен 187,8 г, растворимость AgBr составляет

187,8 ∙ 7,3 ∙ 10-7 = 1,37 ∙ 10-4 г/см3 =0,14 мг/дм3.

**Пример 2.** Вычислить растворимость Mg(OH)2 в мг/дм3, если

ПР Mg(ОН)2 рав­но 6,0- 10-10.

Решение.

1.Уравнение диссоциации

Mg(OH)2  Mg2+ + 2ОН-.

2.Выражение произведения растворимости

ПР Mg(OH)2 = [Mg2+] [ОН]2.

3.Обозначив растворимость Mg(OH)2 через *х* моль/дм3, получаем

[Mg2+]=x и [ОН-]=2х .

4.Подставляем эти значения в выражение произведения растворимости

Отсюда

ПР Mg(ОН)2=х∙х2=х3

4х3=6,0-∙10-10 х3=1,5∙10-10

.



Итак, растворимость Mg(OH)2 равна 5,31 -10-4 моль/дм3. Так как 1 моль Mg(OH)2 равен 58,33, растворимость Mg(OH)2 составляет:

58,33 ∙ 5,31 ∙ 10-4 = 310 ∙ 10-4 = 31,0 ∙ 10-3 г/дм3 =31,0 мг/дм3.

Для более точного вычисления произведений растворимости следо­вало бы пользоваться не концентрациями ионов малорастворимого электролита, а их активностями, так как в растворе электролита дейс­твуют межионные силы. Если учитывать эти силы, то выражение ПР для того же сульфата бария приобретает иной вид:

            ПР (BaSO4) = *a*(Ba2+) *a*(SO42–).

**Вопросы для самоконтроля**

1. Произведением растворимости труднорастворимых веществ называют…

2. Для ненасыщенного раствора BaSO4 выражение ПР имеет вид…

3. Для насыщенного раствора Pb3(PO4)2 выражение ПР имеет вид…

4. ПР(CdS)=7,9 ∙ 10-27, ПР(СuS) =6,3 ∙ 10-36.Менее растворимым является…

5. ПР(FeS) = 3,2 ∙ 10-18. Рассчитайте растворимость FeS моль/дм3 и г/дм3.

6. Растворимость AgCl равна 1,2 ∙ 10-5моль/дм3.Рассчитайте ПР(AgCl).

*Изучив материал «Произведение растворимости», вы должны* ***знать:***

**-** произведение растворимости как характеристику растворимости труднорастворимых веществ;

- порядок вычисления произведения растворимости малорастворимого электролита по его растворимости в моль и г/дм3 для бинарных соединений;

- порядок вычисления растворимости электролита в воде в моль и г/дм3 по известному произведению растворимости для бинарных соединений.

***уметь:***

- пользоваться таблицей ПР малорастворимых веществ для сравнение их растворимости;

-проводить расчеты величины ПР по растворимости вещества и наоборот, растворимости по известной величине ПР для бинарных соединений.

**Тема 5. Концентрация ионов водорода в воде**

1. Диссоциация воды. Водородный и гидроксильный показатели

2. Определение рН раствора в ходе анализа

3. Буферные растворы

1. **Диссоциация воды. Водородный и гидроксильный показатели**

Вода - очень слабый электролит. Чистая дистиллированная вода не проводит электрический ток. Но незначительно вода все же диссоциирует. Уравнение ее диссоциации имеет вид:

Н2О ↔ Н+ + ОН─.

Концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов в воде очень маленькие.

Было доказано, что для воды и разбавленных водных растворов электролитов произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов – величина постоянная, она называется ионным произведением воды и при 25 0С равна 10-14. Ионное произведение воды

[Н+] [ОН─] = КН2О,

КН2О = 10-14 (при 250С).

Постоянство ионного произведения воды дает возможность вычислить концентрацию ионов водорода, зная концентрацию гидроксид-ионов, и наоборот:

[Н+] [ОН─] = КН2О,

[H+] = 10-14 / [ОН─],

[ОН─] = 10-14 / [H+].

Рассмотрим таблицу, в которой показано соотношение между концентрацией ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе с учетом ионного произведения воды.

Таблица 5

Соотношение между концентрацией ионов [Н+], [ОН-]

|  |  |
| --- | --- |
| [ОH─] моль/дм3 | 1 10-1 10-2 10-3 10-4 10-5 10-6 10-7 10-8 10-9 10-10 10-1110-12 10-13 10-14 |
|  | [Н+] 10-14 10-13 10-12 10-11 10-10 10-9 10-8 10-710-6 10-5 10-410-3 10-2 10-1 1  [H+] < [ОH─] [H+] = [ОH─] [H+] > [ОH─]  щелочная нейтральная кислая  среда среда среда |

В зависимости от соотношения между концентрациями ионов водорода и гидроксид-ионов различают три типа сред:

щелочная, когда [H+] < [ОH─]и в растворе преобладают гидроксид-ионы**,** кислая, когда[H+] > [ОH─], и нейтральная, когда [H+] = [ОH─].

* 1. **Водородный показатель** Для характеристики сред растворов очень удобно использовать так называемый водородный показатель рН (пэ-аш), введенный датским химиком Сёренсеном. Водородным показателем рН называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода в растворе:

рН = ─ lg [H+].

Десятичным логарифмом данного числа называется показатель степени, в которую нужно возвести 10, чтобы получить данное число.

Например:

[H+] =10─ 4

lg 10─ 4 = ─ 4,

─lg 10─ 4 = 4,

рН = 4.

или, если концентрация ионов водорода равна 10-8, тогда рН, то есть отрицательный десятичный логарифм этого числа, равен 8 и т.д.

|  |  |
| --- | --- |
| рН | 14 13 12 11 10 9 8 7 6 5 4 3 2 1 0 |
|  | рН > 7 рН = 7 рН < 7  среда щелочная среда нейтральная среда кислая |

При рН >7 среда щелочная, рН=7 – нейтральная, рН<7 – кислая.

* 1. **Гидроксидный показатель –** это отрицательный десятичный логарифм концентрации иона ОН- :

рОН=-lg[ОН-],

рН + рОН=14.

Для расчета рН оснований подставим вместо [H+]выражение 10-14 / [ОН─], и получим формулу:

рН = ─lg (10-14/ [ОН─]) (расчет рН оснований).

Можно рассчитать рОН=-lg[OH-] и затем рассчитать рН=14-рОН **Пример 1.** [H+] =2,3⋅10─ 6 .Рассчитайте рН и рОНраствора.

[H+] =2,3⋅10─ 6 ; рН=-lg 2,3⋅10─ 6 = 6- lg 2,3=6—0,36=5,64,

рН + рОН=14**** рН=14-рОН=14-5,64=8,36.

**Вопросы для самоконтроля**

1. Какова среда раствора если рН=3?

2. Какова среда раствора если рН =9?

3. В воду (рН=7) добавили кислоты. Увеличится или уменьшится рН раствора при этом?

4. В воду (рН=7) добавили раствор щелочи. Как изменится рН раствора при этом?

5. Рассчитайте рН и рОН если [H+] =5,2⋅10-8 .

Далее рассматриваем, как можно рассчитать рН, зная концентрацию одноосновной кислоты в растворе и степень ее диссоциации.

Для одноосновных кислот, одна молекула кислоты диссоциирует с образованием одного иона водорода. Следовательно, концентрация ионов водорода равна концентрации кислоты, если степень диссоциации равна 100%, то есть кислота сильная и необратимо диссоциирует. Или концентрация ионов водорода равна произведению степени диссоциации на концентрацию кислоты, если степень диссоциации кислоты меньше 100%.

Значит, значение рН для одноосновных кислот можно рассчитать по формуле:

рН = ─ lg (α .  cHX),

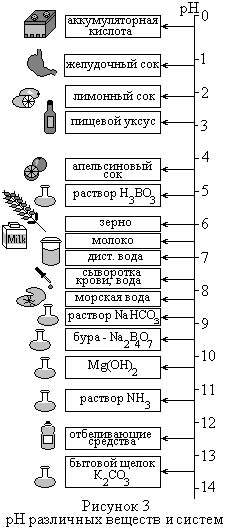
а для однокислотных оснований, с учетом ранее полученных формул,

рН = ─lg (10-14/ α .  cMOH ).

**2. Определение рН раствора в ходе анализа**

Существуют различные методы измерения рН. Количественно кислотность среды определяют с помощью специальных приборов, которые называются рН-метры. Качественно тип среды и рН водных растворов электролитов определяют с помощью индикаторов – веществ, которые обратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды растворов. На практике как вы знаете, используют такие индикаторы как лакмус, метилоранж, метиловый красный и фенолфталеин и другие.

Многие природные цветы, ягоды, листья и корни содержат окрашенные вещества и способны, попадая в кислую или щелочную среду, изменять свой цвет. Цветы ириса, темные тюльпаны, розы, анютины глазки, мальва, отвар малины, ежевики, черники, голубики, черной смородины, листья краснокочанной капусты и сок свеклы являются своего рода природными индикаторами. Получить такой индикатор не трудно, нужно просто сделать отвар или сок какого-то природного сырья. Так, например, виноградный сок, имеющий темно-коричневый цвет, в кислой среде становится красным, в щелочной - зеленым. Синий ирис в кислоте красный, а в щелочи зелено-голубоватый. Домашние хозяйки давно заметили, что если в борщ перед концом варки добавить немного пищевой кислоты (уксусной или лимонной), то он становится ярко-красным.



1. **Буферные растворы**

Буферными называют растворы, рН которых практически не изменяется при добавления к ним небольших количеств сильной кислоты или щелочи, а также при разведении. Простейший буферный раствор – это смесь слабой кислоты и соли, имеющей с этой кислотой общий анион (например, смесь уксусной кислоты СН3СООН и ацетата натрия СН3СООNa), либо смесь слабого основания и соли, имеющей с этим основанием общий катион (например, смесь гидроксида аммония NH4OH с хлоридом аммония NH4Cl).

**3.1 Классификация кислотно-основных буферных систем**

Для анализа применяют буферные системы трех типов.

**3.1.1 Слабая кислота и ее анион А- /НА:**

ацетатная буферная система СН3СОО-/СН3СООН в растворе СН3СООNa и СН3СООН, область действия рН 3, 8 – 5, 8.

Водород-карбонатная система НСО3-/Н2СО3 в растворе NaНСО3 и Н2СО3, область её действия – рН 5, 4 – 7, 4.

**3.1.2 Слабое основание и его катион В/ВН+:**

аммиачная буферная система NH3/NH4+ в растворе NH3 (NH4OH) и NH4Cl,

область ее действия – рН 8, 2 – 10, 2.

**3.1.3 Анионы кислой и средней соли или двух кислых солей:**

карбонатная буферная система СО32- /НСО3- в растворе Na2CO3 и NaHCO3,область ее действия рН 9, 3 – 11, 3.

Фосфатная буферная система НРО42-/Н2РО4- в растворе Nа2НРО4 и NаН2РО4, область ее действия рН 6, 2 – 8, 2.(могут быть и такие: Na2HPO4 + Na3PO4 ; Н3РО4 + NaH2PO4).

Эти солевые буферные системы можно отнести к 1-му типу, т. к. одна из солей этих буферных систем выполняет функцию слабой кислоты. Так, в фосфатной буферной системе анион Н2РО4- является слабой кислотой.

* + 1. **Механизм буферного действия**

Его можно понять на примере ацетатной буферной системы СН3СООNa -/СН3СООН, в основе действия которой лежит кислотно-основное равновесие:

СН3СООН   СН3СОО-  +  Н+;(рКа = 4, 8).

Главный источник ацетат-ионов – сильный электролит СН3СООNa:

СН3СООNa   СН3СОО-  +  Na+.

При добавлении сильной кислоты сопряженное основание СН3СОО- (соль (СН3СООН) связывает добавочные ионы Н+, превращаясь в слабую уксусную кислоту:

СН3СОО-  +  Н+ СН3СООН

(кислотно-основное равновесие смещается влево, по Ле Шателье).

Уменьшение концентрации анионов СН3СОО- точно уравновешивается повышение концентрации молекул СН3СООН. В результате происходит небольшое изменение в соотношении концентраций слабой кислоты и ее соли, а следовательно, и незначительно изменяется рН.

При добавлении щелочи протоны уксусной кислоты (резервная кислотность) высвобождаются и нейтрализуются добавочные ионы ОН-, связывая их в молекулы воды:

СН3СООН  +  ОН-   СН3СОО-  +  Н2О

(кислотно-основное равновесие смещается вправо, по Ле Шателье).

В этом случае также происходит небольшое изменение в соотношении концентраций слабой кислоты и ее соли, а следовательно, и незначительное изменение рН. Уменьшение концентрации слабой кислоты СН3СООН точно уравновешивается повышение концентрации анионов СН3СОО-.

Таким образом буферное действие раствора обусловлено смещением кислотно-основного равновесия за счет связывания добавляемых в раствор ионов Н+ и ОН- в результате реакции этих ионов и компонентов буферной системы с образованием малодиссоциированных продуктов.

Способность буферного раствора сохранять рН по мере прибавления сильной кислоты или щелочи приблизительно на постоянном уровне далеко не беспредельна и ограничена величиной так называемой буферной емкости В. За единицу буферной емкости обычно принимают емкость такого буферного раствора, для изменения рН которого на единицу требуется введение сильной кислоты или щелочи в количестве 1 моль эквивалента на 1дм3 раствора. Т. е. это величина, характеризующая способность буферного раствора противодействовать смещению реакции среды при добавлении сильных кислот или сильных оснований.

Буферная емкость, как следует из ее определения, зависит от ряда факторов:

Чем больше количества компонентов кислотно-основной пары основание/ сопряженная кислота в растворе, тем выше буферная емкость этого раствора (следствие закона эквивалентов).

Буферная емкость зависит от соотношения концентраций компонентов буферного раствора, а следовательно, и от рН буферного раствора.

**Пример 1.** Объясните буферное действие аммонийной буферной смеси (NH4OH+NH4Cl).

Выполнение. Данная буферная смесь состоит из слабого основания NH4OH и его соли NH4Cl. При добавлении к этой смеси небольшого количества разбавленной сильной кислоты, например, HCl она взаимодействует с NH4OH по уравнению:

NH4OH + HCl=NH4Cl + HOH.

Ион Н+ в результате этой реакции оказался в составе слабого электролита HOH

и не может оказать влияния на изменение концентрации ионов Н+, на рН раствора.

При добавлении к аммонийной буферной смеси небольшого количества разбав- ленного сильного основания, щелочи, например, NaOH она взаимодействует с солью NH4Cl по уравнению:

NH4Cl + NaOH NH4OH + NaCl.

Ион ОН- в результате этой реакции оказался в составе слабого электролита NH4OH и не может оказать влияния на изменение концентрации ионов Н+ и ОН-,на рН раствора.

**Вывод:** буферное действие аммонийного буфера (и других буферных смесей)

объясняется тем, что в составе их находятся два вещества: слабое основание или слабая кислота и их соль. Одно из этих веществ взаимодействует с сильной кислотой, а другое – с сильным основанием. В результате этих реакций ионы Н+ и ОН-, входившие в состав сильных электролитов, оказываются в составе слабых электролитов и не могут оказать влияния на изменение концентрации ионов водорода и гидроксила, на рН раствора (следует помнить о буферной емкости).

**Вопросы для самоконтроля**

1. Буферными растворами называются такие растворы…

2. В состав формиатного буфера входят…

3. Фосфатные буферные растворы могут быть составлены из …

4. При добавлении к ацетатному буферу 1капли КОН рН не изменится т.к…

*Изучив материал «Концентрация ионов водорода в воде», вы должны*

***знать:***

**⋅** что называется ионным произведением воды:

**⋅** что называется : а)водородным показателем ; б)гидроксильным показателем;

**⋅** значения рН и рОН для кислой, нейтральной и щелочной среды растворов;

⋅ способы определения рН раствора в ходе анализа;

⋅ порядок расчета рН и рОН по известным концентрациям [H+], [OH-] и наоборот;

**⋅** какие растворы называют буферными, для чего они применяются в анализе;

**⋅** состав наиболее часто используемых на практике буферных смесей;

***уметь:***

**⋅** сопоставить значения рН и рОН со средой раствора;

**⋅** рассчитывать рН и рОН по известным концентрациям [H+], [OH-] и наоборот;

**⋅** объяснить буферное действие буферных смесей и подобрать буферную смесь для анализа.

**Тема 6. Гидролиз солей**

**Гидролиз  солей**   – обменная  реакция ионов  некоторых  солей  с молекулами воды,  в  результате  которой  происходит  смещение  равновесия  диссоциации  воды за счет образования веществ слабых электролитов.

Вода  в  незначительной  мере диссоциирует  на  ионы:

Н2О ↔ Н+ + ОН–.

Произведение  равновесных  концентраций  ионов  Н+  и  ОН–  называется  **ионным  произведением  воды** K(Н2О). При стандартных условиях оно составляет величину 10–14:

KН2О = [Н+] ∙ [ОН–] = 10–14.

В  нейтральном  растворе  [Н+]  =  [ОН–] =  10–14   = 10–7 моль/л.

# 1. Взаимодействие ионов солей с водой

* 1. Рассмотрим  взаимодействие  **анионов** с водой. Анионы, образовавшиеся при диссоциации солей и способные к связыванию с ионами Н+, вызывают  смещение  равновесия  диссоциации  воды, так  как они  взаимодействуют с молекулами воды.

Например:

CO32– + H2O ↔  HCO3–  + OH–.

В  растворе  остается  избыток  гидроксид – анионов ОН–, в  этом  случае  среда  будет  щелочной  (рН>7).

Такое взаимодействия с водой характерно для анионов кислотных остатков слабых кислот: NO2-, CN-, HCOO-, CH3COO-, F-,S2-, кислот средней силы, например, SO32-,PO43- и других анионов.

* 1. Рассмотрим процесс взаимодействия **катионов** с молекулами воды. Катионы, образовавшиеся при диссоциации солей и способные к связыванию с ионами OH–  вызывают  смещение  равновесия  диссоциации  воды, так  как они  взаимодействуют с молекулами воды:

Al3+ + H2O↔AlOH2+  +  H+.

В  растворе  остается  избыток катионов водорода Н+ (точнее, катионов гидроксония H3O+), в  этом  случае  среда  будет  кислой (pH<7).

Такое взаимодействие с водой характерно для катиона аммония NH4+ и большинства катионов металлов с зарядом 2+, 3+,например, Fe2+, Fe3+, Cu2+,Zn2+, Cr3+ и других.

#### 2. Типы гидролиза солей

При  наличии  в  растворе  многозарядных  ионов (2+, 3+, 2-, 3-)  гидролиз  идет  ступенчато. При  этом  надо  учитывать,  что  гидролиз при обычных условиях  идет  в  достаточной  мере  только  по  первой  ступени, а  по  второй,  третей  ступени – в  очень  незначительной  мере.

Рассмотрим  гидролиз  солей  разных  типов.

* + 1. **Соли сильного основания и сильной кислоты** гидролизу не подвергаются, так как нет связывания ионов, не происходит образования слабых электролитов. В этом случае реакция среды в растворе – нейтральная.

KCl +H2O = KOH + HCl,

K+ + Cl- + H2O =K+ + OH- + H+ + Cl-,

H2O=H+ + OH-.

**2.2** **Соли  слабого  основания  и  сильной  кислоты** подвергаются гидролизу по катиону, реакция среды в растворе, в таком случае, кислая:

I ступень (преимущественный процесс):

Al3+ + HOH ↔AlOH2+ + 3Cl– + H+,

Al3+ + 3Cl–  +  HOH↔AlOH2+ + 3Cl– + H+,

AlCl3 + H2O↔AlOHCl2  +  HCl.

* 1. **Гидролиз  соли  сильного  основания  и  слабой  кислоты** происходит по  аниону,  реакция среды  в растворе – щелочная:

I   ступень (преимущественный процесс):

CO32– +  HOH↔HCO3– +  OH–,

2K+ + CO32– +  HOH↔2K+ +  HCO3**–** +  OH–,

K2CO3  +  H2O↔KOH  +  KHCO3.

II   ступень (происходит в незначительной мере):

HCO3–  +  HOH↔H2CO3 +  OH–,

K+ + HCO3–  +  HOH↔K+ +  H2CO3 +  OH–,

KHCO3 + H2O↔KOH  +  H2CO3.

* 1. **Гидролиз  соли  слабого  основания  и  слабой  кислоты** происходит как по аниону, так и по катиону. Реакция  среды  в этом случае зависит  от  соотношения констант диссоциации соответствующих основания и кислоты.

NH4CN  –  соль  слабого  основания NH3 ∙ H2О и  слабой  кислоты HCN.

NH4CN  +  H2O↔NH3 ∙ H2О +  HCN,

NH4+ +  CN–  +  HOH↔NH3 ∙ H2О +  HCN.

**2.4.1 Взаимное усиление гидролиза**

При появлении в растворе катиона с зарядом 2+, 3+ и аниона с зарядом 2- и 3- , может наступить взаимное усиление гидролиза при условии, что катион и анион вызывают гидролиз, то есть смещают равновесие диссоциации воды. В этом случае гидролиз идет необратимо до конца.

Например, при смешивании водных растворов хлорида алюминия AlCl3 и сульфида натрия Na2S выпадает осадок гидроокиси алюминия, так как соль Al2S3 подвергается необратимому гидролизу:

2AlCl3 + 3Na2S  +  6H2O  =  2Al(OH)3  +  3H2S­  +  6NaCl,

2Al3+  +  3S2- +  6H2O  =  2Al(OH)3  +  3H2S­ .

Такое явление называется  **взаимным  усилением  гидролиза.** Именно поэтому в растворе невозможно получить такие соли, как, например, карбонат алюминия, карбонат железа(III) и т.п. Важно отметить, что взаимное усиление гидролиза происходит в том случае, если анион соответствует слабой и летучей кислоте. Например, фосфат алюминия осаждается из растворов и взаимного усиления гидролиза не происходит. Ортофосфорная кислота – нелетучая.

Важно отметить, что при  наличии  в  растворе  многозарядных  ионов (2+, 3+, 2-, 3-)  гидролиз  идет  **ступенчато**. При  этом  надо  учитывать,  что  при обычных условиях  гидролиз происходит в  достаточной  мере  только  по  первой  ступени, а  по  второй,  третей  ступени – в  очень  незначительной  мере.

Например, гидролиз карбоната натрия.

I   ступень (преимущественный процесс):

CO32– +  HOH↔HCO3– +  OH–,

2Na+ + CO32- + HOH↔Na+ + HCO3- + Na+ + OH-,

Na2CO3  +  H2O↔NaOH  +  NaHCO3.

II   ступень (происходит в незначительной мере):

HCO3–  +  HOH↔H2CO3 +  OH–,

Na+ + HCO3-+H2O↔H2CO3 + Na++OH-,

NaHCO3 + H2O↔H2CO3 + NaOH.

Другой пример. Гидролиз хлорида цинка.

I ступень (преимущественный процесс):

Zn2+ + HOH↔ZnOH+ + H+,

Zn2+ + 2Cl–  +  HOH↔ZnOH+ + 2Cl– + H+,

ZnCl2 + H2O↔ZnOHCl  +  HCl.

В дальнейшем гидролиз сопровождается  сложными процессами образования  полимерных соединений, что схематически (упрощенно) может быть выражено так:

            ZnOH+ + Zn2+ = Zn2OH3+.

Эта  схема отражает образование  двуядерных  гидроксокомплексов.

**3. Степень и константа гидролиза**

            Количественно гидролиз характеризуется **степенью гидролиза**солей, под  которой  понимают отношение  концентрации   гидролизованной части соли к общей концентрации ее в растворе (*h* выражают в процентах):

,

где *Сгидр* – количество вещества (в моль) гидролизованной соли;

*Собщ* – общее количество вещества растворенной соли.

            Степень гидролиза солей тем выше, чем слабее кислота или основа­ние, образующие эту соль.

            Гидролиз солей характеризуются и **константой гидролиза *К*гидр**, представляющей собой константу равновесия реакции гидролиза. Ее значение  – это отношение ионного произведения воды *Кw*и константы диссоциации слабого электролита.

            Ионное произведение воды – величина постоянная, при

250С: К(Н2О =[H+][OH–] = 10–14.

Например, рассчитаем константу гидролиза ацетата натрия:

CH3COONa + H2O↔CH3COOH + NaOH,

CH3COO– + H2O↔CH3COOH + OH–,

Кгидр = К(Н2О) /  Kд (CH3COOH),

Кгидр = (10–14 /  1,8 • 10–5 ) = 5,56 ∙ 10–12.

            Чем выше константа гидролиза, тем в большей степени гидролизуется та или иная соль.

            Зная константу гидролиза можно вычислить рН раствора гидролизующейся соли.

**Пример 1.** Напишите уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной форме соли CuSO4.

Какая среда будет в водном растворе этой соли?

Выполнение. Соль сульфат меди образована слабым основанием Cu(OH)2 и сильной серной кислотой H2SO4, поэтому гидролиз протекает по катиону преимущественно по первой ступени:

I ступень (преимущественный процесс):

Cu2+ + HOH↔СuOH+ + H+

Cu2+ + SO42- + HOH↔CuOH+ +SO42- + H+

2CuSO4 + 2HOH↔(CuOH)2 SO4+ H2SO4.

В растворе избыток катионов водорода Н+, поэтому среда раствора соли CuSO4 – кислая (РН<7).

**Пример 2.** Какая из предложенных солей подвергаются гидролизу NaCl или (NH4)2CO3? Почему?

Напишите уравнение реакции гидролиза этой соли в молекулярной и ионной форме. Какая среда будет в водном растворе ее?

Выполнение. Первая соль хлорид натрия NaCl образована сильным основанием NaOH и сильной кислотой HCl. Гидролизу не подвергается, так как нет связывания ионов, не происходит образования слабых электролитов. Другая соль карбонат аммония (NH4)2CO3 , образована слабым основанием NH4OH и слабой угольной кислотой Н2СО3, потому гидролиз протекает и по катиону, и по аниону преимущественно по первой ступени:

Iступень (преимущественный процесс):

NH4+ + CO32- + HOH↔NH4OH + HS-,

2NH4+ +CO32- + HOH↔NH4OH + NH4+ + HS-,

(NH4)2CO3 +HOH↔ NH4OH + NH4HS.

Реакция среды в этом случае зависит от соотношения констант диссоциации кислоты и основания и близка к нейтральной.

**4. Гидролиз солей в аналитической химии**

В аналитической практике часто встречается гидролиз солей. Во многих случаях он мешает выполнению аналитических реакций и приходится подавлять гидролиз. Например, при осаждении ка­тионов второй группы прибавляют NH4OH для подавления гидро­лиза группового реактива (NН4) 2СОз:

(NH4)2CO3 + Н2О  NH4HCO3 + NH4OH.

Для осаждения катионов третьей аналитической группы также необходимо добавлять NH4OH для подавления гидролиза группо­вого реактива сульфида аммония:

(NH4)2S + Н2О  NH4HS + NH4OH.

Большинство катионов третьей группы осаждается сульфидом аммония в виде сульфидов, тогда как ионы А13+ и Сг3+ осаждаются в виде гидроксидов А1(ОН)з и Сг(ОН)3. Это происходит потому, что концентрация ионов ОН-, возникшая в растворе при гидролизе (NH4)2S, достаточна, чтобы произведения растворимости А1(ОН)3 и Сг(ОН)3 были превышены, и гидроксиды выпадают в осадок.

Иногда ионы А13+ и Fe3+ удаляют из раствора действием на рас­твор ацетата натрия СНзСООH. При этом в осадок выпадают не средние, а основные соли, образующиеся в результате гидролиза:

Fe(CH3COO)3 + Н2О  FeOH(CH3COO)2 + СН3СООН, FeOH(CH3COO)2 + Н2О  Fe(OH)2CH3COO  + Н3СООН.

Таким образом, не всегда гидролиз солей препятствует выпол­нению аналитических реакций. Очень часто его используют для открытия или отделения ионов.

**5. Смещение равновесия гидролиза**

При гидролизе соли, как и вообще при обратной химической реакции, устанавливается динамическое равновесие:

негидролизованная соль вода  основание + кислота.

Гидролитическое равновесие в водных растворах подчиняется закону действия масс. Поэтому, изменяя концентрацию одного из реагирующих веществ, можем смещать равновесие в ту или иную сторону. Гидролиз соли при разбавлении раствора увеличивается, так как увеличивается концентрация одного из компонентов (воды); это смещает равновесие вправо, т. е. в сторону усиления гидролиза.

При изменении температуры в пределах от 0 до 100°С степень диссоциации кислоты и основания мало изменяется, а диссоциация воды при этом сильно возрастает, поэтому повышение температуры сдвигает равновесие гидролиза вправо. Следовательно, повышение температуры усиливает гидролиз соли. Итак, чтобы усилить гидролиз соли, надо разбавить раствор и нагреть его. Изменяя концентрацию продуктов гидролиза, можно сместить равновесие его в любом направлении. Так, от прибавления к раствору кислоты или основания равновесие сдвигается в сторону образования негидролизованной соли, т. е. гидролиз уменьшается. Если же из раствора гидролизованной соли удалить получающуюся кислоту или основание, то степень гидролиза увеличивается. Так, если в систему, в которой установилось равновесие

(NH4)2S + Н2О  NH4HS + NH4OH.

ввести продукт гидролиза NH4OH, то равновесие сместится влево (гидролиз соли уменьшится). Наоборот, если удалить продукты гидролиза, равновесие сместится вправо (гидролиз соли усилится). Когда продукты гидролиза удаляются из сферы реакции, гидролиз протекает необратимо. Например, гидролиз сульфида хрома при нагревании

Cr2S3 + 6Н2О = 2Сг(ОН)3 + 3H2S.

**Вопросы для самоконтроля**

1. Гидролизом соли называют процесс…

2. Гидролизу подвергаются соли образованные…

3. За счет гидролиза соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием среда водного раствора соли…

4. За счет гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой среда водного раствора соли…

5. Необратимый гидролиз имеет место тогда, когда соль образована…

6. Напишите уравнения реакции гидролиза в молекулярно ионной форме солей CrCl3, CH3COONa, CH3COONH4. Какая среда будет в водных растворах этих солей?

*Изучив материал «Гидролиз солей», вы должны* ***знать:***

* какой процесс называется гидролизом;
* какие соли подвергаются гидролизу;
* какая среда водного раствора соли будет в результате гидролиза;
* способы смещения равновесия реакции гидролиза;
* электролиты кислоты, основания, соли сильные, средней силы, слабые;

***уметь:***

* определять соли, которые подвергаются гидролизу;
* записывать уравнения реакции гидролиза солей в молекулярной и ионной форме.

**Тема 7. Анализ неизвестного вещества, нормальной**

**средней соли, растворимой в воде**

1. Предварительные наблюдения.

Растворение сухого вещества.

1. Предварительные испытания.
2. Систематический анализ катионов.
3. Систематический анализ анионов.

**1. Предварительные наблюдения. Растворение сухого вещества**

До проведения растворения вещества изучают физические свойства его в сухом виде: обращают внимание на форму величину и особенно цвет кристаллов. Наличие в образце зеленых кристаллов позволяет сделать предположение о присутствии солей Fe2+, синих – о присутствии солей Cu2+, желто-коричневых – о присутствии солей Fe3+ и так далее.

По физическим свойствам образща еще нельзя делать окончательных заключений о его составе , но они дают ряд полезных сведений, проверяемых в ходе анализа.

Легко измельчающиеся вещества растирают в фарфоровой ступке до тех пор, пока не получится мелкий порошок.

Вопрос о количестве требующегося для анализа вещества имеет при полумикрометоде большое практическое значение. Ни в коем случае не следует брать его слишком много, так как аппаратура и техника полумикроанадиза рассчитаны на работу с малыми количествами и непригодны при больших количествах вещества.

Однако слишком сильно уменьшать его количество тоже нельзя, так как при этом некоторые ионы можно не обнаружить, поскольку аналитические реакции характеризуются чувствительностью под которой понимают открываемый минимум и предельное разбавление.

Учитывая это, для систематического анализа катионов и берут обычно около 25 мг (0,02—0,03г)вещества и при растворении его доводят объем раствора приблизительно до 1см3.Раствор для обнаружения анионов целесообразно готовить с некоторым запасом 2 – 3см3.

Пробы на растворимость вещества начинают с растворения его в дистиллирован-ной воде на холоду, если потребуется, то и при нагревании. Установив, что вещество не растворимо в воде или растворяется в ней плохо, испытывают растворимость его на холоду и при нагревании сначала в уксусной кислоте, а за тем в разбавленной и концентрированной соляной, в разбавленной и концентрированной азотной и, наконец в царской водке. Мы рассматриваем анализ нормальной средней соли, растворимой в воде.

**2. Предварительные испытания**

**2.1 Окрашивание пламени** Выполняя пробы окрашивания пламени, исследуемое вещество на петле платиновой (или нихромовой) проволоки вносят в бесцветное пламя горелки. По характерной окраске пламени узнают о присутствии того или иного элемента.

Таблица 5

Окрашивание пламени некоторыми элементами

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Элемент | Цвет пламени | Элемент | Цвет пламени |
| Натрий | Ярко-желтый | Барий | Желто-зеленый |
| Калий | Фиолетолвый | Медь | Ярко-зеленый |
| Кальций | Кирпично-красный | Бор | Ярко-зеленый |
| Стронций | Карминно-красный | Свинец | Бледно-голубой |

* 1. **Окрашивание перла буры** Получают прозрачный перл буры (или фосфата щелочного металла). Перл смачивают анализируемым раствором. Прокаливают сначала в восстановительном пламени ,а затем в окилительном пламени горелки.

# Таблица 6

## Окрашивание перла солями различных катионов

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| В восстановительном  пламени | В окислительном пламени | Катионы |
| Бледно-зеленое | Бледно-зеленое | Cr3+ |
| Красно-коричневое | Зеленое | Cu2+ |
| Зеленое | Желтое | Fe2+, Fe3+ |
| Серая | Бесцветная, малохарактерная | Рb2+ |

* 1. **Действие едкой щелочи** , гидроокиси калия КОН или натрия NаОН часто позволяет открыть присутствие того или иного иона по цвету выпавшего осадка и по растворимости его в избытке гидроокиси калия или натрия. К 3-5 каплям анализируемого раствора прибавляют по каплям раствор едкой щелочи. По цвету выпавшего осадка и способности его растворяться в избытке раствора щелочи определяют, какой ион присутствует в растворе.

Таблица 7

Действие едкой щелочи на исследуемый раствор

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Цвет осадка | Растворимость осадка  в избытке щелочи | Катион |  |
| Белый | Растворим | Pb2+ |  |
| Белый, буреет | Нерастьворим | Fe2+ |  |
| Красно-бурый | Нерастворим | Fе3+ |  |
| Бледно-зеленый | Нерастворим | Cu2+ |  |
| Осадка нет | - | Са2+,Nа+,NН4+ |  |

Если в растворе присутствует катион аммония, то при добавлении гидроокисей натрия или каллия выделяется газ аммиак: NH4+ + OH-=NH3 + H2O.

Осадок Cu(OH)2 растворяется в избытке аммиака с образованием аммиаката меди [Cu(NH3)]2+ и раствор окрашивается в интенсивный синий цвет.

Результаты предварительных испытаний должны быть непременно подтверждены систематическим анализом.

### 3. Систематический анализ катионов

Анализ целесообразно начинать с обнаружения катионов: наличие некоторых из них свидетельствует об отсутствии ряда анионов и тем самым облегчает работу. Например, если в растворе обнаружеа Ва2+, а вещество растворилось в воде, то это позволяет сделать заключение, что в растворе отсутствует анион SO42-.

* 1. **Открытие аналитических групп катионов**

Задача открытия аналитических групп в данном сучае облегчается тем, что анализу подвергается нормальная средняя соль,растворимая в воде. Это означает, что в растворе присутствует один ( по качеству) катион и один анион.Поэтому схему последовательности открытия аналитических групп значительно упрощается и для каждой реакцииможно брать новую порцию анализируемого раствора (2-3капли) и прибалять1-2капли требуемого реактива. Открытие начинают от катионов четвертой аналитическо группы, затем третьей,второй и делают заключение о присутствии какионов первой аналитической группы.

**3.1.1** Открытие катионов четвертой аналитической группы, начинаем открытие с обнаружением катионов подгруппы серебра

**Анализируемый раствор** + HCl **→** наблюдаемый внешний эффект, вывод.

Если белый осадок не образовался, то катион подгруппы серебра отсутствует. В нашем случае отсутствует катион Pb2+.

Для обнаружения катиона подгруппы медичерез этот раствор следует пропустить сероводород т.е.

**Анализируемый раствор** + HCl +H2S → наблюдаемый внешний эффект, вывод.

Если не образовался черный осадок, катионов подгруппы меди нет. В нашем случае нет катиона Cu2+.

**3.1.2 Открытие катионов третьей аналитической группы**

**Анализируемый р-р** + NH4OH+NH4Cl+(NH4)2S → наблюдаемый внешний эффект,вывод.

Если не образовалось осадков или белого , или грязно-зеленого, или черного цвета, это означает, что в растворе отсутствуют катионы третьей аналитической группы. В нашем случае это катионы Fe2+ и Fe3+.

**3.1.3 Открытие катионов второй аналитической группы**

**Анализируемый р-р** +NН4ОН+NН4 Cl+ (NH4 )2СО3 **→** наблюдаемый внешний эффект,вывод.

## Если не образовался осадок белого цвета, то в растворе отсутствуют катионы второй аналитической группы. В нашем случае Cа2+.

* + 1. **Вывод о наличии в растворе катионов первой алитической группы** можно сделать тогда, когда не обнаружены катионы четвертой, третьей и второй аналитических групп.
  1. **Выполнение характерных реакций катионов**

Если при систематическом анализе катионов обнаружены катионы нескольких групп, то их разделяют с помощью групповых реактивов. Осадки отделяют центрифугированием и после растворения их открывают катионы соответствующей группы. Если же исследуемое вещество содержит только одну соль, то, определив группу, к которой относится катион анализируемой соли, проводят в определенной последовательности в отдельных порциях раствора характерные реакции на катионы данной группы.

#### 4. Систематический анализ анионов

Анионы разделены на три аналитические группы по характеру взаимодействия их с групповыми реактивами хлоридом бария BaCl2 и нитратом серебра AgNO3.С помощью этих реактивов можно только лишь обнаружить аналитическую группу, к которой принадлежит анион, а разделить группы нельзя.

Таблица 8

Классификация анионов

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Аналитическая группа | Анионы  группы | Характеристика  группы | Групповой  реактив |  |
| Первая | Cl—хлорид-ион  Br—бромид-ион  J- -иодид-ион  S—сульфид-ион | Серебряные соли мало  растворимыв воде и в HNO3 | AgNO3 в  притсутствии  HNO3 |  |
| Вторая | SO42—сульфат-ион  PO43—фосфат-ион  SO32-сульфит-ион  СО32—карбонат-ион  и др. | Бариевые  соли мало  растворимыв воде,но растворяются  в разбавленной  HNO3  за  исключением  BaSO4 | BaCl2 в  нейтральной и  слабощелочной  среде |  |
| Третья | NO3- -нитрат-ион  NO2—нитрит-ион | Вариевые и  серебряные  соли растворимы  в воде | Группового  реактива нет |  |

Анализ анионов начинаем с открытия аналитической группы, к которой они принадлежат. Для этого в две пробирки наливаем раствор и реактивы в следующем порядке:

Анализируемый раствор + HNO3 + AgNO3 → наблюдаемый внешний эффект.

Анализируемый растволр + BaCl2 → наблюдаемый внешний эффект.

Пользуясь материалом таблицы 4 сделать вывод о том, к какой аналитической группе принадлежит анион. Выполнить характерные реакции на анион.

Обнаружив катион и анион , назвать вещество, предложенное для анализа.

**Пример 1** Выполнить анализ предложенной нормальной средней соли, назвать ее.

Выполнение.Исходя из того, что средние соли диссоциируют на катион металла или аммония и анион кислотный остаток, делаем выцвод, что в соли присутствует один (по качеству) катион и один анион.

Учитывая, что нами изучены характерные реакции катионов Na+, NH4+(первая аналитическая группа катионов);Са2+(вторая ан. группа); Fe2+и Fe3+(третья ан.группа) и Cu2+, Pb2+(четвертая ан. группа) и анионов Cl-, SO42- и NO3-, предложенные для анализа норомальные средние соли могут состоять только из этих ионов, например, NaCl , (NH4)2SO4 , FeCl3, FeSO4, CuSO4, Ca(NO3)2 и другие.

* 1. Вещество кристаллическое белого цвета. По виду кристаллов можно сделать заключение, что оно малогигроскопично. Запаха нет.

Вывод: эта соль не является солью катионов Cu2+, Fe2+ и Fe3+.

* 1. Пламя окрашиваетя в ярко-желтый цвет.

Вывод: в составе соли может присутствовать катион Na+.

* 1. Вещество достаточно хорошо растворяется в воде. Раствор безцветный. Среда раствора – нейтральная.

Вывод: с учетом окраски пламени и того обстоятельства, что соль не подвергается гидролизу, можно сделать предположение, что преложена для анализа соль Na+., т.к. соли свинца и аммония подвегаются гидролизу и с анионами Cl-,SO42-и NO3-образуют соли, среда растворов которых кислая. Са2+ окрашивает пламя в кирпич-

но-красный цвет.

* 1. При добавлении к нескольким каплям анализируемого раствора гидроокиси натрия осадок не образуется, аммиак не выделяется.

Вывсд: в составе соли нет катионов свинца, аммония чьи соли белого цвета. Можно предположить и осутствие кальция, ориентируясь на окраску пламени.

Окончательный вывод нам позволит сделать систематический анализ.

* 1. Открытие аналитической группы катиона

1.5.1 Анализируемый раствор + HCl → осадка нет. Вывод: нет катиона Pd2+.

1.5.2 Анализируемый р-р+HCl + H2S → осадка нет. Вывод: нет катиона Cu2+.

1.5.3 Анализируемый р-р+NH4ОН+(NH4)2S → осадка нет. Вывод: нет Fe2+и Fe3+.

1.5.4 Анализируемый раствор+NH4OH+(NH4)2CO3 → осадка нет. Вывод: нет Са2+.

Вывод: в составе соли находится катион первой аналитической группы Na+.

* 1. Характерная реакция на катион натрия.

Дигидроантимонат калия на холоду, в нейтральном или слабощелочном растворе, при отсутствии катионов NH4+ и Mg2+образует с Na+ белый кристаллический осадок NaH2SbO4 , растворимый в горячей воде и частично в щелочах:

NaCl + KH2SbO4 → NaH2SbO4↓ + KCl,

Na+ + Cl- + K+ + H2SbO4- → NaH2SbO4↓ + K+ + Cl-,

Na+ + H2SbO4- → NaH2SbO4↓.

* 1. Анализ анионов начинаем с определения аналитической группы анионов, которой они проинадлежат:

Анализируемый раствор + HNO3 + AgNO3 → белый творожистый осадок.

Анализируемый раствор + BаCl2 → осадка нет.

Пользуясь таблицей 4, делаем вывод, что анион принадлежит первой аналитической группе. Это хлорид-ион.

* 1. Выполняем характерную реакцию с AgNO3 , исследуем растворимость осадка AgCl:

NaCl + AgNO3 →AgCl↓ + NaNO3,

Na+ + Cl- + Ag+ + NO3- → AgCl↓ + Na+ + NO3-,

Ag+ + Cl- → AgCl↓.

## Хлорид серебра растворяется аммиаке. При этом образуется комплексная соль

[Ag(NH3)2]Cl, растворимая в воде:

AgCl↓ + 2NH4OH → [Ag(NH3)2]Cl + 2H2O.

При добавлении к раствору аммиаката серебра азотной кислоты комплекс разрушается и вновь образуется осадок AgCl, раствор мутнеет:

[Ag(NH3)2]Cl + 2HNO3 →AgCl↓ + 2NH4NO3.

Окончательный вывод по результатам анализа: в растворе обнаружены катион Na+ и анион Сl-. Значит для анализа была дана соль NaCl.

**Вопросы для самоконтроля:**

1. К предварительным испытаниям относятся…
2. Систематический метод анализа заключается в том, что...
3. Голубая окраска кристаллов и раствора вещества указывает на присутствие...

#### Зеленое окрашивание перла в восстановительном пламени и желтое в

окислительном указывает на присутствие в растворе катионов.

1. Если к раствору прилили соляную кислоту и образовался белый осадок, то...
2. При анализе анионов с AgNO3 и BaCl2 осадков нет, значит анионы относятся к...
3. Составьте схему анализа, в результате которого открыли соли:

а) NH4NO3; б) Fe2(SO4)3; в) CaCl2.

Какие внешние эффекты вы должны были наблюдать при этом?

*Изучив характерные реакции катионов и анионов на лабораторных работах и материал темы «Анализ неизвестного вещества, нормальной средней соли, растворимой в воде», студенты должны* ***знать:***

* виды предварительных испытаний;
* последовательность систематического анализа катионов, анионов отдельных групп;
* ход определения аналитической группы, к которой относятся катионы, анионы;
* характерные реакции изучавшихся катионов, анионов, их внешние эффекты и порядок выполнения реакции;

***уметь:***

* предложить схему анализа нормальной средней соли;
* сделать выводы по наблюдаемым эффектам;
* пользоваться таблицами прилагаемыми к анализу;
* сделать вывод, сопоставляя наблюдаемые эффекты с содержанием соответствующих таблиц.

**СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ**

1. Алексеев В.Н. Количественный анализ. Издание 4-е, перераб. – М.: Химия, 1972. –504 с.
2. Алимарин И.П., Ушаков Н.Н. Справочное пособие по аналитической химии. – М.: Изд-во Моск. ун-та, 1977. – 104 с.
3. Гельфман М.И., Юстратов В.П. Химия. Серия «Учебники для вузов. Специальная литература». –СПб.: Лань, 2000. – 480 с.
4. Попадич И.А. Аналитическая химия: Учебное пособие для техникумов. – М.: Химия, 1989. –240 с.
5. Цитович И.К. Курс аналитической химии: Учебник для с.-х. вузов, изд. 4-е , испр. и доп. – М.: Высшая школа, 1977. – 462 с.
6. Шапиро С.А., Шапиро М.А. Аналитическая химия: Учебник для техникумов, изд. 3-е , испр. и доп. – М.: Высшая школа, 1979. –384 с.

**ОГЛАВЛЕНИЕ**

Предисловие 3

**1.** Периодический закон и периодическая система

Д.И. Менделеева в свете учения о строении

атома 4

1.1.Периодический закон Д.И. Менделеева 4

1.2.Изменение свойств элементов в периодах

и группах с увеличением порядкового

номера 6

1.3.Физический смысл порядкового

номера элементов. Современная

формулировка периодического закона. 7

1.4.Структура периодической системы

Д.И. Менделеева. 8

**2.** Строение атома. Электронные формулы s–, p–, d–элементов первого – четвертого периодов периодической системы Д.И. Менделеева 12

2.1.Состав атомных ядер 12

2.2.Квантовые числа электронов в атоме 13

2.3.Порядок заполнения электронных орбиталей 16

2.4.Электронные формулы 18

**3.** Растворы электролитов 21

3.1.Теория электролитической диссоциации 22

3.2.Сильные и слабые электролиты Степень электролитической диссоциации 22

3.3.Диссоциация кислот, оснований и солей 25

**4.** Произведение растворимости трудно растворимых

веществ 31

4.1.Гетерогенные равновесия.

Понятие о произведении растворимости 31

4.2.Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита по его

растворимости 33

4.3.Вычисление растворимости электролита в воде по известному произведению растворимости 35

**5.** Концентрация ионов водорода в воде 39

5.1.Диссоциация воды. Водородный и

гидроксильный показатели 39

5.2.Определение рН раствора в ходе анализа 44

5.3.Буферные растворы 45

**6.** Гидролиз солей 51

6.1.Взаимодействие ионов солей с водой 51

6.2.Типы гидролиза солей 52

6.3.Степень и константа гидролиза 55

6.4.Гидролиз солей в аналитической химии 57

6.5.Смещение равновесия гидролиза 58

**7.** Анализ неизвестного вещества, нормальной средней

соли, растворимой в воде 60

7.1.Предварительные наблюдения. Растворение

сухого вещества 60

7.2.Предварительные испытания 61

7.3. Систематический анализ катионов 63

7.4.Систематический анализ анионов 64

Список литературы 70

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

**АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Методические указания

*Составитель:*

Абрамова Галина Афанасьевна