

Министерство науки и высшего образования РФ
Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«Сибирский федеральный университет»
Институт торговли и сферы услуг

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ И ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ ДЛЯ СТУДЕНТОВ ЗАОЧНОЙ ФОРМЫ ОБУЧЕНИЯ

Дисциплина Б1.О.12 Общая и аналитическая химия (I часть)

индекс и наименование дисциплины (на русском и иностранном языке при реализации
на иностранном языке) в соответствии с ФГОС ВО и учебным планом

Направление подготовки/специальность 19.03.02 Продукты питания из растительного сырья профиль подготовки

шифр и наименование направления подготовки/специальности

Направленность (профиль) 19.03.02.31 "Технологии хлеба, хлебобулочных и кондитерских изделий"

шифр и наименование направленности (профиля)

Красноярск 2024

ОГЛАВЛЕНИЕ

		Стр.
Введение		4
Общие указания		4
ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО РАЗДЕЛАМ КУРСА		6
Тема I	Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	6
	Вопросы для самоконтроля	11
Тема II	Химическая связь	12
	Вопросы для самоконтроля	17
Тема III	Химическая кинетика и химическое равновесие	18
	Вопросы для самоконтроля	25
Тема IV	Растворы	25
	Вопросы для самоконтроля	34
Тема V	Окислительно-восстановительные реакции	34
	Вопросы для самоконтроля	38
Тема VI	Комплексные соединения	39
	Вопросы для самоконтроля	45
Общие указания «О порядке выполнения контрольной работы»		46
Перечень вопросов и задач к контрольным работам по неорганической химии		47
Реферативная работа по курсу Химия элементов Темы реферативных работ		65
ПРИЛОЖЕНИЯ	Приложение 1. Относительная электроотрицательность элементов (ОЭО)	67
	Приложение 2. Константы диссоциации слабых электролитов	68
	Приложение 3. Произведение растворимости некоторых малорастворимых электролитов	69
	Приложение 4. Стандартные электродные потенциалы φ° в водных растворах	70
	Приложение 5. Константы нестойкости некоторых комплексных ионов в водных растворах при 25 ⁰ С	72
	Приложение 6. Латинские корни некоторых элементов и их звучание в анионном комплексе в качестве комплексообразователя	73
Библиографический список		74

ВВЕДЕНИЕ

Химия - наука о веществах, их свойствах, превращениях друг в друга и явлениях, сопровождающие эти превращения. Относясь к числу фундаментальных наук, химия широко проникает в сферу производственных технологий, в том числе и пищевых. Будущий специалист – инженер-технолог должен владеть знаниями общих законов химии, основ атомно-молекулярного учения, теории химической связи и теории электролитической диссоциации; иметь представления о кинетических закономерностях протекания химических реакций, уметь ориентироваться в сложном мире неорганических элементов, веществ, комплексных соединений.

В специальной литературе все большее внимание уделяется микроэлементному составу пищевых рационов, получению продуктов с заранее заданными свойствами, улучшению их качества и сохранению питательных свойств. Знание теоретических основ неорганической химии, а также владение приемами химического практикума позволит будущим специалистам осознанно подходить к технологическим аспектам приготовления продуктов питания и составления правильного рациона.

Данное пособие подготовлено в соответствии с общеобразовательным стандартом по дисциплине ФГОС 3+++. Пособие предназначено для оказания методической помощи студентам заочной формы обучения при изучении курса «Общая и аналитическая химия», I части курса – раздела «Общая химия» и выполнении контрольной работы по данному разделу.

ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ

В соответствии с учебными планами на изучение дисциплины «Общая и аналитическая химия» студентами заочной формы обучения отведено два семестра. На очной сессии проводятся лекционные занятия и лабораторные работы в объеме не более 25% от необходимого. В основном, обучение базируется на самостоятельной работе, которая складывается из следующих этапов:

- изучение материала по учебникам и учебным пособиям;
- заочное выполнение контрольной работы.

Самостоятельная работа с книгой. Самостоятельное изучение химии по книге или учебному пособию следует рассматривать как основную работу при изучении дисциплины. Осваивать материал курса нужно по темам с учетом вопросов в программе. При первом чтении не задерживайтесь на математических выводах, составлении уравнения реакций, но старайтесь получить общее представление об излагаемых вопросах, а также выявить трудные и неясные места. Внимательно читайте текст, выделенный жирным шрифтом. При повторном изучении темы усвойте все теоретические положения, математические зависимости и их выводы, а также принципы составления химических уравнений. При этом глубже вникайте в сущность вопроса, а не пытайтесь запомнить отдельные явления и факты. Такой подход к изучению вопроса способствует более глубокому и прочному усвоению материала. Также для лучшего понимания

необходимо завести рабочую тетрадь и заносить в нее формулировки законов и основных понятий химии, незнакомые химические термины и названия веществ, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы. В случае, когда материал поддается логической систематизации, составляйте схемы, графики, диаграммы, таблицы. Они облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала. При повторении материала (в период подготовки к экзамену) краткий конспект курса будет необходим и полезен. Изучение курса должно сопровождаться выполнением упражнений, тестовых заданий, решением типовых задач по каждому разделу. Решение задач – один из лучших способов самоконтроля прочности усвоения теоретического материала.

Выполнение контрольной работы. Студенты заочной формы обучения в процессе изучения курса «Общая и аналитическая химия» должны выполнить заочно две контрольные работы – по одной работе в каждом семестре по разделам I - «Общая химия» и разделу II – «Аналитическая химия». Перед экзаменом в каждом семестре по контрольным работам предусмотрено устное собеседование с преподавателем-рецензентом.

К выполнению контрольной работы приступают в момент, когда изучена нужная часть курса и разобраны решения примеров, приведенных перед задачами к конкретным темам контрольного задания.

В контрольной работе решение задач и ответы на теоретические вопросы должны быть кратко, но четко обоснованы. Исключение составляют случаи, где по существу вопроса такая мотивировка не требуется (к примеру, составление электронных / графических формул атомов или уравнений химических процессов). При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Студент выполняет свой вариант контрольной работы в соответствии с требованиями на стр. 45. В конце работы приводят список использованной литературы.

Контрольная работа должна быть сдана студентом до начала сессии. Если работа рецензентом возвращена, то до сдачи экзамена она должна быть доработана с учетом замечаний.

Во время сессии студенты слушают обзорные лекции, где дается наиболее трудный для понимания материал программы, и выполняют лабораторно-практические работы, предусмотренные учебным планом. Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал все лабораторные работы, сделал отчет по ним и ответил на вопросы преподавателя при их защите.

Изучение курса в каждом из двух семестров изучения дисциплины «Общая и аналитическая химия» завершается экзаменом. Студент считается допущенным к экзамену при выполнении им всех необходимых требований: наличия защиты по лабораторному практикуму и пройденному устному собеседованию по контрольной работе.

**ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ
«ОБЩАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»
РАЗДЕЛ «ОБЩАЯ ХИМИЯ»**

**ТЕМА I. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА**

ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ

Понятие химического элемента. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Модели строения атома Томсона, Резерфорда, Резерфорда-Бора. Современные квантово-механические представления о строении атома: описание поведения электронов атома с позиций волновой функции и уравнения Шредингера. Строение атома и квантовые числа. Строение атома и Периодическая система элементов. Радиусы атомов. Строение электронной оболочки и свойства элементов. Энергия ионизации атомов. Сродство к электрону

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

При изучении данной темы студентам следует ознакомиться с понятием атома химического элемента и формулировками Периодического закона (времен Д.И. Менделеева и современной формулировкой). Необходимо разобраться в построении периодической системы элементов, которая является графическим выражением Периодического закона. Обратите внимание на два основных принципа, заложенных Д.И. Менделеевым в построении периодической системы: закономерного сходства – элементов группы (вертикальные ряды) и закономерного различия – элементов в периодах (горизонтальные ряды). Свойства любого элемента нужно научиться рассматривать по его месту в периодической системе.

Следует усвоить, что основные закономерности периодической системы (периодическое изменение свойств элементов, наличие главной и побочной подгруппы, периодическое изменение атомных и ионных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности) объясняют, исходя из современных представлений о строении атомов. Следует разобраться, что с современных квантово-механических позиций электрон рассматривают и описывают как микрочастицу, одновременно обладающую свойствами частицы и волны и что в этом случае поведение электрона описывают с помощью волновой функции Шредингера. Волновая функция позволяет определить наиболее вероятную область пространства пребывания электрона - орбиталь или атомную орбиталь. Уясните, что орбиталь представляет собой область с повышенной электронной плотностью, а электрон представляется в виде электронного облака. Следует понять, что термин «орбиталь» определяет не только пространственную форму распределения электрона, но и энергию электрона. Раз-

берите понятие квантового числа и набора квантовых чисел, применяемых для описания орбиталей и электронов. Самостоятельно сделайте заключение о принципиальной значимости квантовых чисел в теории атома и в раскрытии физического смысла Периодического закона.

Обратите внимание на правила и принципы, которые определяют порядок заполнения электронами атомных орбиталей: правило Клечковского, Хунда, принцип Паули. Научитесь самостоятельно писать электронные и графические формулы химических элементов и их ионов. Проведите разграничение понятий: радиус атома и радиус иона; потенциал ионизации и сродство к электрону, основное и возбужденное состояние атома.

Краткий теоретический материал

Квантовые числа. Для описания орбиталей и электронов атома используются квантовые числа (для описания орбиталей – три квантовых числа, для описания электронов – четыре). Набор квантовых чисел n , l , m и их вариация характеризуют состояние электронов любого атома периодической системы:

Главное квантовое число – n – определяет энергию электрона в поле его ядра или определяет порядок (номер) электронного слоя (уровня) от ядра в атомах. Главное квантовое число принимает только положительные, целочисленные значения – 1, 2, 3, 4 и т.д. Максимальное число электронов энергетического уровня равно $2n^2$. В соответствии с этим правилом максимальное число электронов первого энергетического уровня равно 2: $1s^2$, второго – 8: $2s^2, 2p^6$, третьего – 18: $3s^2, 3p^6, 3d^{10}$; четвертого – 32: $4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$ и т.д.

Орбитальное квантовое число – l – характеризует форму электронного облака. l может принимать целочисленные значения от 0 до $n-1$. Принято цифровым значениям орбитального квантового числа присваивать буквенные обозначения, характеризующие форму орбитали: 0 – s, 1 – p, 2 – d, 3 – f, 4 – g (табл.1).

Таблица 1.

Характеристики атомных орбиталей

№ n/n	Обозначение атомной орбитали	Значение орбитального квантового числа	Форма атомной орбитали	Максимальное число электронов
1	s	0	сферическая	2 (s^2)
2	p	1	гантелеобразная	6 (p^6)
3	d	2	четырёхлепестковая	10 (d^{10})
4	f	3	-	14 (f^{14})

Магнитное квантовое число – m – определяет ориентацию электронного облака в пространстве, принимает значения от $-l$ до $+l$. В графической формуле каждая ориентация электронного облака обозначается одной клеточкой. В каждой клеточке в соответствии с принципом Паули (см. ниже) не может быть

более двух электронов. Так для 3 p –атомных орбиталей (орбитальное квантовое число $l = 1$) магнитное квантовое число принимает значения: -1, 0, +1, т.е. возможно три ориентации в магнитном поле (по направлениям координатных осей (x, y, z)).

Спиновое квантовое число - m_s . Спин электрона характеризует вращение его вокруг собственной оси (spin – кручение). Спиновое квантовое число может иметь только два значения: $m_s = +1/2$, $m_s = -1/2$. Положительное и отрицательное значения спина связаны с его направлением. В графических формулах элемента принято обозначать вращение электрона по часовой стрелке - \downarrow и значением спинового квантового $m_s = +1/2$; вращение электрона против часовой стрелки - \uparrow и значением спинового квантового $m_s = -1/2$;

Правила заполнения электронами атомных орбиталей. Электроны в атоме распределяются по энергетическим уровням и подуровням не произвольно, а в соответствии с определенными принципами и правилами.

- 1) Правило Клечковского В.Н., которое определяет последовательность распределения электронов: *в многоэлектронных атомах элементов заполнение электронных оболочек происходит в порядке возрастания суммы главного квантового числа и орбитального квантового числа, т.е. в порядке возрастания суммы $n + l$; при равенстве этих сумм для двух подуровней первым заполняется подуровень с меньшим значением n .*

Если расположить орбитали в порядке возрастания энергии, то получим следующий ряд: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$.

- 2) Принцип Паули: *в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.*
- 3) Правило Хунда - *определяет распределение электронов по орбиталям в пределах подуровня: устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спинового числа будет максимальным.* Из этого правила следует, что сначала заполняются все орбитали подуровня по одному электрону, а уже потом идет заполнение вторым электроном с противоположным значением m_s .

Знать распределение электронов в атоме необходимо, т.к. от этого зависят химические свойства элементов, электроны внешнего и незаполненного предвнешнего уровня участвуют в образовании химических связей, и их называют валентными электронами.

Современная формулировка Периодического закона: свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Рассмотрим особенности заполнения электронных слоев и оболочек атомов периодической системы:

1. Номер периода совпадает с максимальным значением главного квантового числа для элементов данного периода, т.е. начало каждого периода совпадает с началом нового электронного слоя.
2. Каждый период начинается с элементов (водорода и щелочных металлов), для которых наружная оболочка состоит из одного электрона ns^1 .
3. Завершается любой период благородным газом с октетной (кроме гелия) внешней электронной оболочкой ns^2, np^6 при $n > 1$.
4. У типических элементов и элементов главных подгрупп, непосредственно следующих за типическими по вертикали, заполняются либо внешние ns – орбитали, либо внешние np – орбитали. Элементы с заселяющимися ns -орбиталями называются s-элементами, а те, для которых характерно заполнение np - орбиталей, именуется р - элементами. У элементов побочных подгрупп, включая побочную подгруппу VIII группы, происходит заполнение внутренних $(n-1) d$ - орбиталей (если не считаться с отдельными провалами электронов). Они называются d-элементами или переходными металлами в отличие от s - и p - металлов, которые называются простыми металлами.
5. Для лантаноидов и актиноидов характерно заполнение глубинных $(n-2) f$ - орбиталей (соответственно 4f - и 5f - орбиталей). Поэтому лантаноиды и актиноиды относят к f - элементам.
6. Для элементов-аналогов наблюдается одинаковое число электронов на одноименных орбиталях при разных значениях главного квантового числа. Поэтому физический смысл периодического закона заключается в периодическом изменении свойств элементов в результате периодически возобновляющихся сходных электронных оболочек атомов при последовательном возрастании значений главного квантового числа.

Орбитальные радиусы атома – это расстояния от ядра до наиболее удаленного от него максимума функции радиального распределения электронной плотности. Для любого атома может быть только один орбитальный радиус в нормальном состоянии и сколько угодно значений орбитального радиуса в возбужденных состояниях. Изменение эффективных радиусов атомов носит периодический характер. В периодах по мере роста заряда ядра эффективные радиусы атомов уменьшаются, т.к. происходит стягивание электронных слоев к ядру (при постоянстве их числа для данного периода). В подгруппах Периодической системы эффективные радиусы атомов увеличиваются из-за роста числа электронных слоев.

Потенциал ионизации атома - энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона из атома в его нормальном состоянии. Это есть потенциал ионизации первого порядка. Для многоэлектронных атомов в принципе существует столько энергий ионизации, сколько электронов в атомах.

Сродство к электрону - энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому.

Примеры решения типовых задач

Задача 1. Записать электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра: а) 8; б) 15; в) 23. Составить графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов. Сколько неспаренных электронов содержат эти атомы в невозбужденном состоянии?

Решение. 1) Заряд ядра атома соответствует номеру этого элемента в Периодической системе. Заряд атома равен числу электронов. В соответствии с правилом Клечковского запишем электронные формулы атомов:

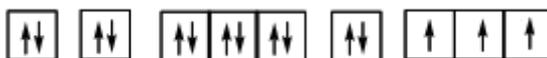
- а) ${}^8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$;
 б) ${}^{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
 в) ${}^{23}\text{V}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.

2) Графические схемы атомов составим согласно правилу Хунда и принципу Паули:

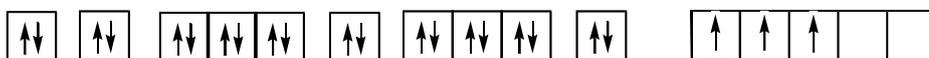
- а) ${}^8\text{O}$: два неспаренных электрона:



- б) ${}^{15}\text{P}$: три неспаренных электрона:



- в) ${}^{23}\text{V}$: три неспаренных электрона:

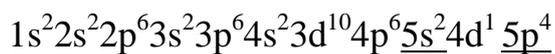


Задача 2. Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $5s^2 5p^4$; б) $3d^5 4s^1$. Определить порядковый номер и название элемента.

Решение.

а) Из структуры валентного слоя $5s^2 5p^4$ видно, что главное квантовое число для него равно пяти ($n=5$), значит, элемент находится в пятом периоде. Сумма валентных электронов равна 6, значит, элемент находится в 6 группе главной подгруппе, т.к. относится к p - элементам. Это - теллур ${}^{52}\text{Te}$.

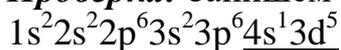
Проверка: Запишем электронную формулу ${}^{52}\text{Te}$:



валентный слой

б) Из структуры валентного слоя $3d^5 4s^1$ главное квантовое число равно четырем ($n=4$), элемент находится в четвертом периоде. Число валентных электронов равно шести, элемент находится в шестой группе и побочной подгруппе, т.к. является d - элементом. Значит, это - хром – ^{24}Cr .

Проверка: Запишем электронную формулу атома хрома ^{24}Cr

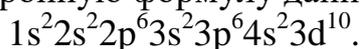


Для хрома характерен проскок электрона.

Задача 3. Найдите в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами третьего квантового уровня. Напишите его полную электронную формулу. Определите четыре квантовых числа последнего электрона атома этого элемента.

Решение.

По периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева находим, что третий квантовый уровень полностью заполнен у цинка – Zn. Запишем электронную формулу данного элемента:



Последним у цинка заполняется 3d – подуровень:



Определяем 4 квантовых числа последнего электрона 3d – подуровня: главное квантовое число = 3 (3 энергетический уровень, начиная от ядра); орбитальное квантовое число $l = 2$ (для d - орбитали $l = 2$); магнитное квантовое число равно 2 (определяется для последней ячейки: $m = -2, -1, 0, 1, \underline{+2}$); спиновое квантовое число для электрона, вращающегося вокруг собственной оси против часовой стрелки (стрелочкой вниз) $m_s = -1/2$.

Вопросы для самоконтроля:

1. Рассмотрите модели атома Томсона, Резерфорда, Бора. Поясните, какую роль сыграли постулаты Бора для квантовой механики.
2. Расскажите о квантово-механических представлениях об электронах в атоме. Дайте понятия квантовым числам.
3. Объясните, каким образом наборы квантовых чисел характеризуют энергетическое состояние орбиталей и электронов в атоме.
4. Опишите, в чем заключается корпускулярно-волновая двойственность поведения электронов. Дайте понятие электронного облака, его возможной формы и ориентации.

5. Рассмотрите порядок заполнения орбиталей в многоэлектронных атомах с позиций правила Клечковского, принципа Паули, правила Хунда.
6. Дайте определения потенциала ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности и их изменения в зависимости от положения элемента в периодической системе.
7. Рассмотрите Периодический закон и периодическую систему как естественную классификацию элементов по строению электронных оболочек атомов.
8. Каков физический смысл порядкового номера элемента в Периодической системе? Какова современная формулировка Периодического закона Д.И. Менделеева?
9. Как изменяются значения атомных радиусов в периодах и подгруппах?
10. Какая величина является мерой металлических свойств элементов?

ТЕМА II. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ

Химическая связь. Ковалентная связь, способы ее образования. Метод валентных связей. Гибридизация: типы гибридизации орбиталей. Метод молекулярных орбиталей. Ионная связь. Химическая связь в комплексных соединениях. Металлическая связь. Водородная связь: внутри- и межмолекулярная. Строение веществ в конденсированном состоянии.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

При изучении данной темы следует усвоить, что природа всех видов химической связи едина – это электростатическое взаимодействие ядер и электронов атомов. Следует разобраться и усвоить различия между основными видами химической связи: ковалентной, ионной, металлической. Попробуйте объяснить основные свойства химической связи: длину, энергию, насыщенность, направленность, поляризуемость. Разберите гибридизацию орбиталей при образовании химических связей, а также как она отражается на строении молекул. Рассмотрите донорно-акцепторный механизм образования химической связи в комплексных соединениях. Изучите образование водородной химической связи; межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса). Постарайтесь объяснить, как тип кристаллической решетки вещества в конденсированном состоянии влияет на его свойства.

Краткий теоретический материал

Учение о химической связи - центральная проблема химии. Не зная природу взаимодействия атомов в веществе, нельзя понять причины многообразия

химических соединений, представить механизм их образования, состав, строение и реакционную способность. Создание надежной модели, отражающей строение атомов, молекул и природу сил между ними, позволяет определить свойства вещества, не прибегая к эксперименту.

Совокупность химически связанных атомов (например, молекула, кристалл) представляет собой сложную систему атомов ядер и электронов. Химическая связь осуществляется за счет электростатического взаимодействия электронов и ядер атомов.

Современные методы исследования позволяют экспериментально определить пространственное расположение в веществе атомных ядер. Данному пространственному размещению атомных ядер отвечает определенное распределение электронной плотности. Выяснить, как распределяется электронная плотность, по сути дела, и означает описать химическую связь в веществе. Для этого необходимо точное решение уравнения Шредингера, что осуществлено только для иона H_2^+ , состоящего из двух протонов и одного электрона. Для систем с двумя и большим числом электронов приходится применять приближенные методы.

В зависимости от характера распределения электронной плотности в веществе различают три основных типа химической связи: ковалентную, ионную и металлическую. В «чистом» виде перечисленные типы связи проявляются редко. В большинстве соединений имеет место наложение разных типов связи.

Ковалентная связь. Способы ее образования

В 1916 г. Дж. Льюис высказал предположение, что химическая связь возникает путем образования электронной пары, одновременно принадлежащей двум атомам; эта идея послужила исходным пунктом для разработки современной теории ковалентной связи.

Для описания химической связи широко используются два подхода: теория молекулярных орбиталей (МО) и теория валентных связей (ВС). Метод ВС дал теоретическое объяснение важнейших свойств ковалентной связи, позволил понять строение большого числа молекул, сыграл большую роль в разработке квантово-механической теории химической связи. В основе метода ВС лежат следующие положения:

1. Ковалентная связь образуется двумя электронами с противоположно направленными спинами, причем эта электронная пара принадлежит двум атомам. Комбинации таких двухэлектронных двухцентровых связей, отражающие электронную структуру молекулы, получили название валентных схем.
2. Ковалентная связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие электронные облака.

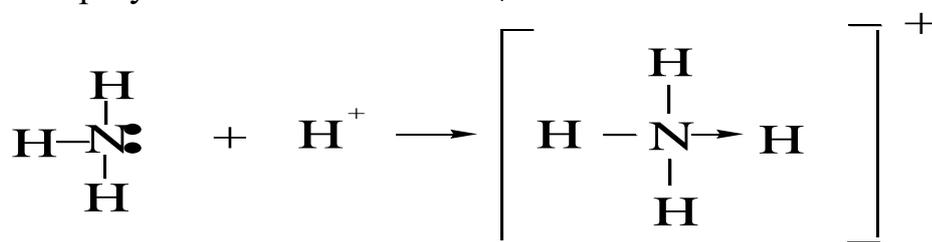
Для наглядного изображения валентных схем обычно пользуются следующим способом. Электроны, находящиеся во внешнем электронном слое, обозначают точками, располагаемыми вокруг химического символа атома. Общие для двух атомов электроны показываются точками, помещаемыми между их химическими символами; двойная или тройная связь обозначается соответственно дву-

мя или тремя парами общих точек. Применяя эти обозначения, образования молекулы водорода можно представить следующим образом:



Механизм образования ковалентной связи, при котором каждый атом предоставляет для создания общей электронной пары один неспаренный электрон, называется обменным. Однако существует и другой механизм образования ковалентной связи за счет неподеленной электронной пары одного атома и свободной орбитали другого называемый донорно-акцепторным. Частица, предоставляющая для связи неподеленную пару электронов, называется донором. Частица со свободной орбиталью, принимающая эту электронную пару, называется акцептором.

Так, в молекуле аммиака из восьми валентных электронов шесть образуют три ковалентные связи и являются общими для атома азота и атомов водорода. Но два электрона принадлежат только азоту и образуют неподеленную электронную пару. Такая пара электронов тоже может участвовать в образовании ковалентной связи с другим атомом, если во внешнем электронном слое этого атома есть свободная орбиталь. Такая вакантная 1s-орбиталь имеется у иона водорода H^+ , вообще лишенного электронов. Поэтому при взаимодействии молекулы аммиака с ионом водорода между ними возникает ковалентная связь; неподеленная пара электронов атома азота становится общей для двух атомов, в результате чего образуется ион аммония NH_4^+ :



Здесь ковалентная связь возникла за счет электронной пары одного и свободной орбитали другого атома по донорно-акцепторному механизму. В рассматриваемом примере донором электронной пары служит атом азота, а акцептором - ион водорода. Опытным путем установлено, что четыре связи N-H в ионе аммония во всех отношениях равноценны. Из этого следует, что в данном случае связь, образованная донорно-акцепторным способом, не отличается по своим свойствам от ковалентной связи, создаваемой за счет неспаренных электронов взаимодействующих атомов. Ковалентную связь, образованную донорно-акцепторным способом, иногда кратко называют донорно-акцепторной связью. Под этим термином следует, однако, понимать не особый вид связи, а лишь определенный способ образования ковалентной связи. Этот способ характерен в основном для комплексных соединений.

Особенности ковалентной связи. Форма молекул

Рассмотрим в рамках теории валентных связей характерные особенности ковалентной связи - насыщенность, направленность и полярность.

Одно из важнейших свойств химической связи - ее насыщаемость. В образовании химической связи принимают участие неспаренные электроны, неподделенные пары электронов и свободные орбитали, но количество разорвавшихся связей всегда ограничено. Насыщаемость - это способность атомов участвовать в образовании ограниченного числа ковалентных связей. Вследствие насыщаемости связи молекулы имеют определенный состав и существуют в виде дискретных частиц с определенной структурой.

Такое свойство ковалентной связи как ее направленность позволяет сделать вывод о геометрической форме молекул. Часто химические связи образуются за счет электронов разных энергетических состояний атома. Так, у атомов бериллия ($2s^2 2p^1$), бора ($2s^1 2p^2$) и углерода ($2s^1 2p^3$) в образовании связей одновременно принимают участие как s -, так и p - электроны. Электронная плотность в таких случаях распределена в пространстве неравномерно, поэтому появляется некоторое выделенное направление, вдоль которого наиболее вероятно образование ковалентной связи.

Несмотря на различие форм исходных электронных облаков связи, образованные с их участием, оказываются равноценными и расположенными симметрично. В этом случае речь идет о гибридизации валентных орбиталей: химические связи формируются электронами не «чистых», а «смешанных», так называемых гибридных орбиталей. Иначе говоря, при гибридизации первоначальная форма и энергия орбиталей взаимно изменяются и образуются орбитали новой, но уже одинаковой формы и одинаковой энергии. Следует отметить, что как физический процесс, гибридизация орбиталей не существует. Теория гибридизации представляет собой удобную модель наглядного описания молекул. Наиболее важны типы гибридизации орбиталей: sp - смешения одной s - и одной p - орбиталей; sp^2 - смешение одной s - и двух p - орбиталей; sp^3 - смешение одной s - и трех p - орбиталей.

Важной характеристикой ковалентной связи является полярность связи. Полярность связи зависит от электроотрицательности элементов, атомы которых участвуют в образовании связи. Электроотрицательность (ЭО) элемента характеризует способность его атома в молекуле притягивать к себе общую электронную пару (Приложение 1). Если ковалентная связь образуется между атомами с одинаковой ЭО, то общая электронная пара находится на одинаковом расстоянии от ядра обоих атомов. Такая связь называется неполярной связью. Неполярные связи существуют в молекулах простых веществ: H_2 , N_2 , Cl_2 и т.д. Молекулы с неполярными связями называются неполярными молекулами. Если ковалентная связь образуется между атомами с различной ЭО, то общая электронная пара смещается в сторону атома с большей ЭО. В результате смещения электронной пары на атоме с большей ЭО возникает избыточный отрицательный заряд, а на атоме с меньшей ЭО - положительный.

Ионная связь

Предельным случаем полярной ковалентной связи является ионная связь. Ионная связь в «чистом» виде не существует. Так как в любой химической связи всегда имеется та или иная доля ковалентного характера. Однако высокая

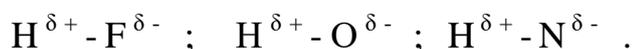
доля ионности связи придает ей ряд характерных свойств, в результате чего ее рассматривают отдельно. Связь такого типа образуется в результате взаимного электростатического притяжения противоположно заряженных ионов. Ионы могут быть простыми, т.е. состоящими из одного атома (Na^+ , K^+ , F^- , Cl^-) или сложными, т.е. состоящими из двух или более атомов (NH_4^+ , OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-}). Простые ионы, обладающие положительным зарядом, легче всего образуются из атомов элементов с низшей энергией ионизации; к таким элементам относятся металлы главных подгрупп I и II группы. Образование простых отрицательно заряженных ионов, напротив, характерно для атомов типичных неметаллов, обладающих большим сродством к электрону. Поэтому к типичным соединениям с ионным типом связи относятся галогениды щелочных металлов, например NaCl , CsF и т. п.

Металлическая связь

Металлическая связь - связь между положительными ионами в кристаллах металлов, осуществляемая за счет притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу. В соответствии с положением в периодической системе атомы металлов имеют небольшое число валентных электронов. Эти электроны достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко отрываться от них. В результате в кристаллической решетке металла появляются положительно заряженные ионы и свободные электроны («электронный газ»). Поэтому в кристаллической решетке металлов существует большая свобода перемещения электронов: одни из атомов будут терять свои электроны, а образующиеся ионы могут принимать эти электроны из «электронного газа». Как следствие, металл представляет собой ряд положительных ионов, локализованных в определенных положениях кристаллической решетки большое количество электронов, сравнительно свободно перемещающихся в поле положительных центров. В этом состоит важное отличие металлических связей от ковалентных, которые имеют строгую направленность в пространстве. В случае металлов невозможно говорить о направленности связей, так как валентные электроны распределены по кристаллу равномерно. Именно этим и объясняется, например, пластичность металла, т.е. возможность смещения ионов и атомов в любом направлении без нарушения связи. Металлическая связь отличается от ковалентной также и по прочности: ее энергия в 3-4 раза меньше энергии ковалентной связи.

Водородная связь.

Водородная связь является особым видом химической связи. В образовании этой связи участвует атом водорода, который в данной молекуле уже связан обычной ковалентной связью с атомом какого-либо элемента, имеющего большую ЭО (например, с фтором, кислородом, азотом). Ковалентные связи H-F , H-O , H-N являются сильнополярными. Поэтому атом водорода имеет избыточный заряд, а на атомах фтора, кислорода и азота находятся избыточные отрицательные заряды:



В результате электрического взаимодействия происходит притяжение положительно заряженного атома водорода одной молекулы к электроотрицательному атому другой молекулы. Определенный вклад в образование водородной связи вносит донорно-акцепторное взаимодействие «полусвободной» $1s$ -орбитали атома водорода и орбитали с неподеленной парой электронов электроотрицательного атома: чем связь короче, тем перекрывание больше и связь прочнее.

Это примеры образования межмолекулярных водородных связей (водородные связи обозначаются тремя точками). Водородная связь может быть не только межмолекулярной, но и внутримолекулярной. Таким образом, при образовании водородной связи атом водорода находится между двумя атомами с высокой ЭО; с одним из них он связан обычной ковалентной связью, а с другим - водородной связью.

Водородная связь весьма распространена и играет важную роль при ассоциации молекул, в процессах кристаллизации, растворения, образования кристаллогидратов, электролитической диссоциации и других важных физико-химических процессах. Водородная связь играет большую роль в химии органических соединений, полимеров, белков. Вследствие непрочности водородные связи легко возникают и легко разрываются при обычной температуре, что весьма существенно для биологических процессов.

Вопросы для самоконтроля:

1. Назвать основные типы химических связей.
2. Между атомами каких элементов образуется: а) ковалентная связь; б) ионная связь?
3. Ковалентная связь. Механизм образования, характерные особенности ковалентной связи.
4. Привести примеры образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.
5. Ионная связь, ее характерные особенности. Поляризация ионов.
6. Строение молекул. Направленность валентных связей. Полярность молекул, дипольный момент, межмолекулярное взаимодействие.
7. Межмолекулярное взаимодействие: ориентационное, индукционное, дисперсное. Водородная связь.
8. Какие из двух элементов образует соединение с преобладанием ионной или с преобладанием ковалентной связей: а) калий с фтором; б) бром с фтором; в) водород с углеродом?
9. Как объяснить случаи, когда молекулы, имеющие полярные связи, сами неполярны?
10. Как возникает водородная связь? Как она влияет на температуру кипения воды?
11. Какие силы получили название Ван-дер-Ваальсовых сил?

12. Кристаллическое и аморфное состояние вещества. Кристаллические решетки и их типы. Зависимость свойств соединений от типа кристаллической решетки.
13. Какие физические свойства характерны для веществ со следующими кристаллическими решетками: а) атомной; б) молекулярной; в) ионной; г) металлической?
14. Что такое электроотрицательность элемента? Как она влияет на полярность химической связи?
15. Указать важнейшие характеристики ковалентной связи.

ТЕМА III. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ

Скорость химической реакции. Скорость гомогенной и гетерогенной реакции. Факторы, определяющие скорость химической реакции: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, наличие катализатора, поверхность раздела для гетерогенных систем. Уравнение Вант-Гоффа; температурный коэффициент Вант-Гоффа. Энергия активации реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Факторы, смещающие химическое равновесие: изменение концентрации реагентов, давления для газообразных систем, изменение температуры.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

При изучении темы студентам следует ознакомиться с понятием скорости химической реакции, акцентируя внимание на специфике протекания гомогенных и гетерогенных реакций. На основании закона действующих масс необходимо разобраться, каким образом происходит увеличение скорости прямой реакции за счет увеличения концентрации исходных реагентов и увеличение скорости протекания обратной реакции в случае увеличения концентрации продуктов реакции.

Для изучения влияния температуры на скорость следует вспомнить, что с увеличением температуры системы увеличивается хаотичное броуновское движение частиц вещества, что приводит к большей вероятности столкновения молекул реагирующих веществ и, в конечном итоге, к увеличению скорости образования продуктов реакции. Разберите зависимость роста скорости реакции от начальной и конечной температуры реагирующих веществ, выраженную эмпирическим уравнением Вант-Гоффа. Обратите внимание на смысловую значимость определения численного значения температурного коэффициента реакции.

При изучении влияния на скорость химической реакции таких факторов как температура и присутствие катализатор, следует ознакомиться с понятиями

«активные молекулы», «энергия активации реакции» и «энергетический барьер реакции». Необходимо уяснить, что в химическое взаимодействие вступают только такие молекулы (активные молекулы), которые обладают запасом энергии (энергии активации), необходимым для осуществления реакции: разрыва старых связей в молекулах и образования новых – в продуктах реакции. Следует понять, что число активных молекул можно увеличить за счет дополнительной энергетической активации системы: повышении температуры или введении катализатора. Уясните, что катализатор - вещество, которое участвует в образовании переходных структур в ходе протекания химической реакции, но его природа и концентрация остаются неизменными при окончании процесса. Разберитесь, в чем заключается активирующая роль катализатора. Разграничьте понятия гомогенного и гетерогенного катализа, положительного и отрицательного катализа. Следует также разобраться, в каком случае необходимо в реагирующую систему вводить катализаторы, являющиеся ингибиторами реакции.

Обратите внимание, что изучение влияния такого фактора, как поверхность раздела реагирующих систем имеет смысл только для гетерогенных систем.

При переходе к разделу о химическом равновесии, проведите различие между обратимыми и необратимыми химическими реакциями. Ознакомьтесь с понятием химического равновесия. Обратите внимание, что состояние химического равновесия достигается только в случае протекания обратимой реакции и недостижимо в случае вывода продуктов реакции из зоны взаимодействия: выпадения продукта в виде малорастворимого соединения – осадка, образования малодиссоциирующего соединения, образования газообразного вещества.

Следует понять, что обратимые реакции характеризуются константой равновесия, которая представляет собой отношение констант скоростей протекания прямой и обратной реакций. Научитесь писать математическое выражение константы равновесия химического процесса в зависимости от концентрации исходных веществ и продуктов реакции, или в зависимости от давления - в случае газообразных веществ. Изучите возможность смещения химического равновесия в прямом и обратном направлении протекания реакции. Ознакомьтесь с принципом Ле-Шателье, определяющим направление смещения равновесия системы под влиянием некоторых факторов: изменение концентрации исходных веществ или продуктов реакции, давления для газообразных веществ, температуры.

При изучении влияния давления важно понять, что смещение равновесия возможно только в случае разных молярных объемов исходных веществ и продуктов реакции: т.е. разного числа молекул в левой и правой частях уравнения химической реакции.

При изучении влияния температуры следует вспомнить понятие теплового эффекта реакции и на основании его значения разграничить эндотермические и экзотермические реакции. Следует разобраться, что, исходя из термодинамических представлений, повышение температуры будет смещать равновесие в направлении протекания эндотермической реакции.

Краткий теоретический материал

Скоростью химической реакции называется изменение концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени при неизменном объеме. На скорость реакции влияют многие факторы: природа вещества, концентрация, давление (для газов), температура, присутствие катализатора. Для сравнительного анализа влияние факторов на скорость химических реакции на конкретных примерах представлено в табл. 2.

Таблица 2.

Влияние различных факторов на скорость химической реакции

Фактор	Реакции	Характер влияния
1. Природа реагирующего вещества	$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$	Реакция идет быстро (со взрывом) при комнатной температуре
	$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	Реакция идет при освещении при комнатной температуре
	$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$ $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$	Реакция идет медленно даже при нагревании
2. Концентрация реагирующих веществ	$mA + nB \rightarrow C$ m и n – коэффициенты в уравнении реакции $v = k [A]^m [B]^n$ [A] и [B] – концентрации в моль/л, k – константа скорости реакции, при [A] = [B] = 1, $v = k$	Выражается законом действующих масс : скорость реакции при данной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях с показателями, равными стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции В кинетические уравнения скорости реакций не входят концентрации твердых веществ
	$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$	$v = k [H_2] [I_2]$
	$2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$	$v = k [NO]^2 [O_2]$
3. Температура	$v(\text{при } t_2) = v(\text{при } t_1) \cdot \gamma^{(t_2 - t_1) / 10}$ правило Вант-Гоффа	При повышении температуры на 10⁰С скорость большинства химических реакций возрастает в 2-4 раза. γ – коэффициент скорости реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры реагирующих веществ на 10 ⁰ С

4. Давление (для газов)	$2 \text{H}_2(\text{газ}) + \text{O}_2(\text{газ}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{газ})$	<p>При давлении p_1 $v_1 = k[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]$. При давлении $p_2 = 2p_1$ $v_2 = k[2 \text{H}_2]^2 [2\text{O}_2]$ $v_2 / v_1 = 8k[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2] / k[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2] = 8$ При увеличении давления в 2 раза скорость возрастает в 8 раз.</p>
5. Поверхность контакта реагирующих веществ	$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{кусочек}$ $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{порошок}$ Получаем $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\quad \quad \quad / \quad \quad \quad \backslash$ $\quad \quad \quad \text{H}_2\text{O} \quad \text{CO}_2$	<p>Скорость гетерогенной химической реакции возрастает по мере увеличения площади контакта твердого тела с реагентом, чем мельче раздроблен мрамор (мел), тем выше скорость реакции мрамора с кислотой Помните! Твердое вещество не входит в уравнение скорости реакции. Например $v_{\text{прямой реакции}} = k[\text{H}_2\text{SO}_4]$</p>
6. Присутствие катализатора	$\text{A} + \text{B} \xrightarrow{\text{K}} \text{AB} + \text{K}$ Механизм реакции: $\text{A} + \text{K} \rightarrow \text{AK}$ $\text{AK} + \text{B} \rightarrow \text{AKB}$ $\text{AKB} \rightarrow \text{AB} + \text{K}$	<p>Катализатор увеличивает скорость реакции, участвует в реакции, но остается к концу реакции неизменным. Присутствие катализатора снижает энергию активации реагирующих веществ и, тем самым, как правило, увеличивает скорость химической реакции. Катализатор направляет реакцию по новому пути.</p>
	Гомогенный катализ	
	$\text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ (катализатор тоже газ- NO)	<p>Катализатор и реагенты при гомогенном катализе находятся в одной фазе (газообразной, жидкой или твердой). Гомогенная реакция в газовой и жидкой среде протекает во всем объеме системы (В данном примере реализуется гомогенный катализ в газовой системе)</p>
	Гетерогенный катализ	
$\text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{твердый катализатор V}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{SO}_3$ Система газ - твердое вещество катализатора	<p>Гетерогенная реакция протекает на поверхности твердого тела (катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах)</p>	

Учение о химическом равновесии

Все химические реакции можно поделить на две группы: обратимые и необратимые реакции. *Необратимые реакции* протекают до конца в одном направлении. Большинство реакций являются *обратимыми*, т.е. они протекают как в прямом, так и в обратном направлении.

Химическое равновесие — это такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости противоположных реакций равны.

Концентрации реагирующих веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называют *равновесными*. Их обозначают при помощи квадратных скобок, например $[I_2], [H_2], [HI]$.

На состояние химического равновесия оказывают влияние концентрация реагирующих веществ, температура, для газообразных веществ - давление.

При изменении одного из этих параметров равновесие нарушается, и концентрации всех реагирующих веществ изменяются до тех пор, пока не установится новое равновесие, но уже при других значениях равновесных концентраций. Такой переход реакционной системы от одного состояния равновесия к другому называется *смещением химического равновесия*.

Направление смещения равновесия определяется принципом Ле-Шателье:

Если изменить одно из условий, при которых система находится в равновесии, то равновесие будет смещаться в направлении реакций, противодействующих (противоположных) внешнему воздействию.

В таблице 3 в соответствии с принципом Ле-Шателье приведен сравнительный анализ влияния различных факторов на смещение химического равновесия на примере химической реакции синтеза аммиака.

Таблица 3.

Влияние различных факторов на смещение равновесия
На примере реакции синтеза аммиака $H_2 + 3N_2 \leftrightarrow 2NH_3$

Фактор	Влияние фактора	Сдвиг равновесия в сторону прямой или обратной реакции
1. Концентрация	1. Увеличение концентрации H_2 или N_2 , т.е. дополнительное введение в реакционную смесь исходных веществ (или вещества)	вправо (прямая) $H_2 + 3N_2 \rightarrow 2NH_3$ т.к. при протекании вправо концентрации H_2 и N_2 уменьшаются (они расходуются)
	2. Уменьшение концентрации H_2 или N_2 , т.е. выведение из реакционной среды некоторого количества исходных веществ	влево (обратная) $H_2 + 3N_2 \leftarrow 2NH_3$ тогда будет увеличиваться концентрация H_2 и N_2
	3. Увеличение концентрации NH_3 , т.е. введение в реакционную смесь дополнительного количества продуктов реакции	влево (обратная) $H_2 + 3N_2 \leftarrow 2NH_3$ (пойдет увеличение концентраций H_2 и N_2)

	4. Уменьшение концентрации NH_3 . (система попытается "восполнить" этот недостаток)	вправо (прямая) $\text{H}_2 + 3\text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
Вывод: Равновесие обратимой реакции $\text{H}_2 + 3\text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ смещается вправо при увеличении концентрации исходных веществ и смещается влево при увеличении конечного продукта реакции. При уменьшении концентрации исходных веществ равновесие смещается влево, а при уменьшении продукта реакции – вправо.		
Фактор	Влияние фактора	Сдвиг равновесия в сторону прямой или обратной реакции
2. Температура	$\text{H}_2 + 3\text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ $\Delta H = -92$ кДж или $Q = +92$ кДж → прямая реакция с выделением тепла (экзотермическая), а обратная ← с поглощением тепла (эндотермическая)	
	1. Повышение температуры Смещается туда, где это тепло поглощается	влево (обратная) $\text{H}_2 + 3\text{N}_2 \leftarrow 2\text{NH}_3$
	2. Понижение температуры	вправо (прямая) $\text{H}_2 + 3\text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
Вывод: При повышении температуры равновесной системы равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, а при понижении t^0 – в сторону экзотермической реакции.		
Давление (P)	$\text{H}_2 + 3\text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ Прямая реакция идет с образованием меньшего числа молекул (или молей) газа, т.е. с уменьшением давления. Обратная реакция протекает с образованием большего числа молекул (или молей) газа, т.е. с увеличением P	
	1. Увеличение давления	вправо (прямая) $\text{H}_2 + 3\text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
	2. Уменьшение давления	влево (обратная) $\text{H}_2 + 3\text{N}_2 \leftarrow 2\text{NH}_3$
Вывод: При увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газообразных веществ; при уменьшении давления равновесие смещается в сторону увеличения числа молекул. Если число молекул слева и справа одинаково. то давление не смещает равновесие такой системы. Пример: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$		

Примеры решения типовых задач

Задача 1. Как изменится скорость реакции



если уменьшить объем реакционного сосуда в три раза?

Решение. До изменения объема закон действия масс для реакции выражен уравнением:

$$v = k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2].$$

Вследствие уменьшения объема концентрация каждого из реагирующих веществ возрастает в три раза. Следовательно:

$$v'' = k(3[\text{SO}_2])^2(3[\text{O}_2]) = 27k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2].$$

Сравнивая выражения для v и v'' , находим, что скорость реакции возрастет в 27 раз.

Задача 2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20°C до 60°C?

Решение. Подставим в формулу

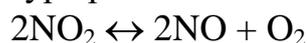
$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

данные задачи, где $\Delta T = 60^\circ - 20^\circ = 40^\circ\text{C}$:

$$\frac{v_{60}}{v_{20}} = 3^{\frac{40}{10}} = 3^4 = 81$$

Скорость реакции возрастет в 81 раз.

Задача 3. При некоторой температуре равновесие в системе



установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л;

$[\text{NO}] = 0,24$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,12$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .

Решение. Подставим равновесные концентрации веществ в выражение для константы равновесия этой реакции

$$K_p = \frac{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{[0,24]^2[0,12]}{[0,06]^2} = 1,92$$

Исходная концентрация NO_2 рассчитывается как сумма концентраций NO_2 , израсходованная на реакцию и равновесную. По уравнению реакции 2 моля NO получаются из 2 молей NO_2 . Таким образом, израсходовалось на реакцию 0,24 моль/л NO_2 . Отсюда исходная концентрация NO_2 равна $0,06 + 0,24 = 0,3$ моль/л.

Задача 4. В каком направлении сместятся равновесия следующих реакций:



а) при понижении температуры

б) при повышении давления?

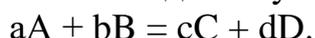
Решение. Согласно принципу Ле-Шателье понижение температуры смещает равновесие в сторону экзотермической реакции. Таким образом,

а) в первой реакции равновесие сдвинется в сторону прямой реакции, а во второй - в сторону обратной реакции;

б) при повышении давления равновесие смещается в сторону меньших объемов. Следовательно, в первой реакции равновесие сместится в сторону прямой реакции. Во второй реакции число молей газов не изменяется в процессе реакции, поэтому изменение давления не вызывает смещения равновесия.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что Вы понимаете под скоростью химической реакции? Напишите математическое выражение закона действующих масс для общей реакции:



2. Каков смысл константы скорости в математическом выражении закона действующих масс? В каком случае константа скорости равна единице?

3. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.

4. Дайте понятие химического равновесия. Что подразумевается под подвижностью равновесия. Напишите математическое выражение для константы равновесия для гомогенных и гетерогенных реакций.

5. Объясните влияние температуры на скорость химической реакции. Сформулируйте правило Вант-Гоффа. Каков смысл температурного коэффициента?

6. Что такое энергия активации химической реакции?

7. Поясните роль катализатора. Проведите разграничение между гомогенным и гетерогенным катализом. В каком случае катализатор называют ингибитором данной реакции?

ТЕМА IV. РАСТВОРЫ ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ

Понятие раствора. Виды растворов. Растворение как физико-химический процесс. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Теория электролитической диссоциации. Понятие электролита и неэлектролита. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации слабых электролитов. Закон Оствальда. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Среды водных растворов электролитов. Произведение растворимости. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей. Растворимость. Произведение растворимости малорастворимых электролитов.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

При изучении темы студентам следует подробно изучить химический термин «раствор», который представляет собой систему «растворенное вещество – растворитель». Ознакомьтесь со способами выражения содержания растворенного вещества в растворе: долями, процентами или размерными величинами - концентрациями (молярной, нормальной, моляльной). Разберитесь, в чем отличие насыщенного раствора от ненасыщенного и пересыщенного его видов. Необходимо изучить механизм растворения как физико-химического процесса взаимодействия молекул растворенного вещества и полярных молекул растворителя: процесса гидратации - если растворителем являются дипольные молекулы воды и сольватации – в случае других растворителей. Следует отметить, что процесс растворения, как правило, сопровождается тепловым эффектом.

Обратите внимание, что в случае распада растворяемого вещества на заряженные частицы – ионы - говорят о процессе электролитической диссоциации. Ознакомьтесь с теорией электролитической диссоциации С. Аррениуса. Разграничьте понятия электролита и неэлектролита, сильного и слабого электролита с введением нового термина: степень электролитической диссоциации. Выведите закон Оствальда - математическое выражение, связывающее константу диссоциации слабого электролита и его степень диссоциации.

Рассмотрение раздела о средах водных растворов электролитов, следует начинать с изучения понятия ионного произведения воды. Следует разобраться, что вода является слабым амфотерным электролитом, диссоциирующим на ионы H^+ и OH^- , концентрации которых в воде одинаковы и при $25^{\circ}C$ составляют $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л. Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид - ионов называется ионным произведением воды и является константой: $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$. Рассмотрите примеры, когда ионное произведение воды дает возможность для любого водного раствора вычислить концентрацию ионов OH^- , если известна концентрация ионов водорода H^+ , и наоборот. Взяв отрицательный логарифм концентрации ионов водорода в растворе, вы определите так называемый показатель кислотности среды – рН раствора:

$$pH = - \lg [H^+].$$

Изучите три типа сред водных растворов электролитов: нейтральную ($pH \approx 7$), щелочную ($pH > 7$) и кислую среды ($pH < 7$).

Следует обратить внимание, что при растворении в воде некоторых солей протекает обменное взаимодействие, называемое гидролизом и сопровождающееся изменением значения рН раствора. При этом водные растворы солей имеют разные значения рН и показывают различную реакцию среды - кислую, щелочную, нейтральную. Обратите внимание, что процесс характеризуется степенью гидролиза, которая зависит от природы соли, концентрации раствора, температуры. Внимательно разберите, какие типы солей подвергаются гидролизу, и каким образом природа соли определяет значение рН водного раствора данной соли. Научитесь записывать математическое выражение для константы равновесия процесса гидролиза – константы гидролиза, а также сами молеку-

лярно-ионные уравнения протекающих обменных взаимодействий, при этом расписывая на ионы только сильные электролиты.

Уясните, что понимают под термином растворимость вещества; является ли это понятие размерной величиной. Следует разобраться, что равновесие, установившееся в гетерофазной системе: малорастворимое соединение – растворитель, характеризуется константой, называемой произведением растворимости (ПР). Следует понять, что в насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре. Научитесь правильно записывать математическое выражение произведения растворимости малорастворимого электролита в соответствии со стехиометрией его диссоциации в растворе. Выведите взаимосвязь понятий растворимости и произведения растворимости для индивидуального вещества: зная растворимость электролита, нетрудно найти его ПР. Разберитесь, что основным условием малорастворимого электролита - осадка является превышение произведения концентраций ионов, составляющих данный электролит над его табличным значением произведения растворимости.

Краткий теоретический материал

Раствор – однородная многокомпонентная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия. По агрегатному состоянию растворы могут быть жидкими (морская вода), газообразными (воздух) или твердыми (многие сплавы металлов). Размеры частиц в истинных растворах – менее 10^{-9} м (порядка размеров молекул). Любой раствор состоит из растворителя и растворенного вещества. Из двух или нескольких компонентов раствора растворителем является тот, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и в раствор в целом.

Насыщенный называется раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворенного вещества. **Ненасыщенный раствор** – раствор, содержащий меньше вещества, чем в насыщенном. **Перенасыщенный раствор** – раствор, содержащий больше вещества, чем в насыщенном.

Процесс взаимодействия вещества с растворителем называется **сольватацией** (если растворителем является вода – **гидратацией**). Растворение протекает с образованием различных по форме и прочности продуктов – гидратов. При этом участвуют силы как физической, так и химической природы. Процесс растворения вследствие такого рода взаимодействий компонентов сопровождается различными тепловыми явлениями. Энергетической характеристикой растворения является **теплота образования раствора**, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо- и экзотермических стадий процесса.

Концентрация растворов

Способы выражения концентрации растворов

Концентрация растворов определяется количеством растворенного вещества в определенном количестве раствора или растворителя. В зависимости от

способа измерения этих количеств (масса, объем, число молей) концентрация может быть выражена различными способами (табл. 4).

Электролитическая диссоциация

Понятие электролита и неэлектролита. Водные растворы солей, кислот и оснований обладают способностью проводить электрический ток. Эта способность обусловлена диссоциацией веществ на ионы, которые и служат переносчиками электрического тока. В соответствии с их электропроводностью все соединения разделяют на электролиты – вещества, проводящие электрический ток и неэлектролиты – вещества, не обладающие такой способностью. По своей природе все электролиты условно можно разделить на три группы: сильные, средней силы и слабые электролиты. Отнесение электролита к той или иной группе основано на экспериментально определяемом по электропроводности его 0,1 н раствора при температуре 25°C значении степени электрической диссоциации: электролиты средней силы диссоциируют частично, они имеют степень электролитической диссоциации от 3% до 30%. Слабые электролиты диссоциируют на ионы в очень малой степени, в растворах они находятся, в основном, в недиссоциированном состоянии (в молекулярной форме); для них степень электролитической диссоциации меньше 3%.

Электролитическая диссоциация - это процесс распада молекул вещества на ионы под действием полярных молекул растворителя, а также при их расплавлении.

Процесс в электролитической диссоциации изображают, пользуясь химическими уравнениями. Например, диссоциация HCl выразится уравнением:



Распадаться на ионы могут только те молекулы, химическая связь в которых имеет достаточно высокую степень ионности. В зависимости от структуры растворяющегося вещества в безводном состоянии его диссоциация протекает по-разному. Наиболее типичны при этом два случая. Один из них - это диссоциация растворяющихся солей, т.е. кристаллов с ионной структурой, второй - диссоциация при растворении кислот, т.е. веществ, состоящих из полярных молекул.

Таблица 4.

Способы выражения концентрации веществ

Название	Обозначение	Определения, способ расчета	Размерность
Массовая доля	ω	$\frac{m_{\text{растворенного вещества}}}{m_{\text{раствора}}} = \frac{m_i}{\sum m_i}$	безразмерная величина
Процентная концентрация	$\omega, \%$	массовая доля, выраженная в процентах – число граммов растворенного вещества, находящегося в 100 г раствора	%

Молярная доля (n – число молей соответствующего вещества)	X	$\frac{n_{\text{растворенного вещества}}}{n_{\text{общ.}}} = \frac{n_i}{\sum n_i}$	безразмерная величина
Молярная концентрация (молярность)	См	$\frac{n_{\text{растворенного вещества}}}{V_{\text{раствора}}}$ число молей растворенного вещества в 1 л раствора	моль/л
Нормальная концентрация (нормальность)	Сн	$\frac{\varepsilon_{\text{растворенного вещества}}}{V_{\text{раствора}}}$ число грамм-эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора	г-ЭКВ/л

Главной причиной диссоциации в водных растворах является гидратация ионов. В растворах электролитов все ионы находятся в гидратированном состоянии.

Слабые электролиты характеризуются степенью диссоциации – λ (Приложение 2). **Закон Оствальда** выводит зависимость константы диссоциации слабого электролита от его степени диссоциации:

$$K_d = \frac{\lambda^2 C^2}{C(1-\lambda)} = \frac{\lambda^2 C}{1-\lambda},$$

где λ - степень диссоциации;

K_d - константа диссоциации;

C – концентрация электролита в растворе.

Для растворов, в которых диссоциация электролита очень мала, уравнение закона Оствальда упрощается. Поскольку в таких случаях $\lambda \ll 1$, то величиной λ в знаменателе уравнения для K_d можно пренебречь. При этом уравнение принимает вид:

$$K_d = \lambda^2 C.$$

Это уравнение наглядно показывает связь, существующую между концентрацией слабого электролита и степенью его диссоциации: степень диссоциации возрастает при разбавлении раствора.

Среды водных растворов электролитов

Вода - слабый амфотерный электролит.

Без учета гидратации ионов H^+ уравнение диссоциации воды имеет вид:



Как видно из уравнения, концентрации ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- в воде одинаковы. При $25^\circ C$ $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л. Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется ионным произведением воды (K_{H_2O}):

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-],$$

где K_{H_2O} - величина постоянная, и при температуре 25°C :

$$K_{H_2O} = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

В разбавленных водных растворах электролитов, как и в воде, произведение концентраций ионов водорода H^+ и гидроксид - ионов OH^- - величина постоянная при данной температуре. Ионное произведение воды дает возможность для любого водного раствора вычислить концентрацию гидроксид - ионов OH^- , если известна концентрация ионов водорода H^+ , и наоборот.

Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода H^+ или гидроксид - ионов OH^- .

В водных растворах различают три типа сред: нейтральную, щелочную и кислую.

1. Нейтральная среда - это среда, в которой концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид - ионов;

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

2. Кислая среда - это среда, в которой концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид - ионов:

$$[H^+] > [OH^-], [H^+] > 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

3. Щелочная среда - это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксид - ионов:

$$[H^+] < [OH^-], [H^+] < 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Для характеристики сред растворов удобно использовать так называемый водородный показатель $pH = -\lg [H^+]$.

Для слабых электролитов: $[H^+] = \lambda \cdot C = K_d / \lambda = \sqrt{KC}$

Гидролиз солей

Гидролизом называют процесс обменного взаимодействия соли с молекулами воды в результате которого образуются слабые электролиты. Следствием такого взаимодействия является изменение значения pH водных растворов солей. Сущность гидролиза сводится к химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами OH^- или ионами водорода H^+ из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение (слабый электролит). Химическое равновесие процесса диссоциации воды смещается вправо:



Поэтому в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов H^+ или OH^- , и раствор соли показывает кислую или щелочную среду.

Гидролиз - процесс обратимый для большинства солей. В состоянии равновесия только небольшая часть ионов соли гидролизуется. Количественно гидролиз характеризуется степенью гидролиза. Степень гидролиза равна соотношению числа гидролизованных молекул соли к общему числу растворенных молекул:

$$\lambda = n/N \cdot 100\%,$$

где n - число молекул соли, подвергшихся гидролизу;

N - общее число растворенных молекул соли.

Степень гидролиза зависит от природы соли, концентрации раствора, температуры. При разбавлении раствора, повышении его температуры степень гидролиза увеличивается.

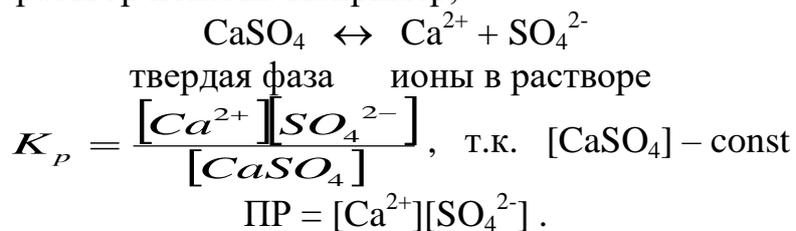
Гидролизу подвергаются только три типа солей в зависимости от силы исходной кислоты и исходного основания:

- Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой: (K_3PO_4 , $NaHCO_3$, Na_2CO_3 , Na_2SO_3) подвергаются гидролизу по аниону. Анионы соли связывают ионы H^+ , образуя слабый электролит (кислоту); в растворе увеличивается концентрация свободных гидроксид-ионов OH^- . Поэтому раствор соли имеет щелочную реакцию $pH > 7$.
- Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием ($CuCl_2$, $ZnSO_4$, CoI_2 , $Mn(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$) подвергаются гидролизу по катиону. Катион соли связывает гидроксид-ион OH^- воды, образуя слабый электролит (основание); в растворе появляется избыток ионов водорода H^+ . Среда раствора соли - кислая, $pH < 7$.
- Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой: (NH_4CO_3 , NH_4CN) гидролизуются одновременно по катиону и аниону. Эти соли образованы катионом слабого основания, который связывает ионы OH^- из молекул воды и образует слабое основание, и анионом слабой кислоты, который связывает ионы H^+ из молекулы воды и образует слабую кислоту. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. Это зависит от констант диссоциации слабой кислоты и слабого основания, которые образуются в результате гидролиза.

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием гидролизу не подвергаются ($NaCl$, KI , HBr , $CsBr$, $Ca(NO_3)_2$, K_2SO_4).

Растворимость. Произведение растворимости

Растворимостью называется способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе. При растворении твердого тела в воде растворение прекращается, когда получается насыщенный раствор, т.е. устанавливается равновесие. При растворении электролита в раствор переходят не молекулы, а ионы, т.е. равновесие устанавливается между твердой солью и перешедшими в раствор ионами. Например,



Т.е. в насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре. Зная растворимость электролита, нетрудно найти ПР (Приложение 3).

Условием выпадения осадков является превышение произведения концентраций ионов малорастворимого электролита над его произведением растворимости. Например: $[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] \geq \text{ПР}_{BaSO_4}$

Примеры решения типовых задач

Задача 1. Найти нормальную и молярную концентрацию 15% раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Решение. Найдем массу серной кислоты, содержащуюся в 1000 мл (т.е. в $1000 \cdot 1,10 = 1100$ г) раствора:

в 100 г раствора содержится 15 г кислоты

в 1100 г -//- х г

$$x = \frac{1100 \cdot 15}{100} = 165 \text{ г}$$

Эквивалентная масса серной кислоты равна $M/2 = 49$ г/моль. Следовательно:

$$C_n = 165/49 = 3,37 \text{ н}$$

$$C_m = 165/98 = 1,68 \text{ м}$$

Задача 2. Определить λ (степень диссоциации) 0,1 М раствора уксусной кислоты при 18°C $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

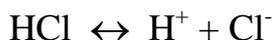
Решение:

$$\lambda = \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} = 10^{-2} \sqrt{1,8} = 0,013 \quad \text{или} \quad 1,3 \%$$

Задача 3. Определить рН растворов 0,1 М раствора соляной кислоты и 0,1 М раствора уксусной кислоты.

Решение: $\text{pH} = -\lg [H^+]$

а) Запишем диссоциацию сильной кислоты HCl:



$$C_{HCl} = [H^+] = 0,1 = 10^{-1}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-1} = 1$$

б) Запишем уравнение диссоциации уксусной кислоты:



Но уксусная кислота - кислота слабая, характеризуется константой диссоциации:

$$K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

С учетом константы диссоциации концентрация ионов водорода равна:

$$[H^+] = \sqrt{K \cdot C} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \approx 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\lg [H^+] = -\lg 10^{-3} \sim 3$$

Задача 4. Составьте ионное уравнение гидролиза сульфида натрия и определите значение рН водного раствора этой соли (>7 ; $<7, \approx 7$).

Решение: Na_2S – соль, образованная сильным основанием (NaOH) и слабой кислотой (H_2S). Следовательно, гидролиз пойдет по аниону с образованием

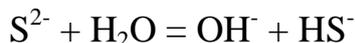
слабой кислоты, но в основном по первой ступени. Запишем уравнение протекающего взаимодействия:



Или в молекулярно-ионном виде, расписывая на ионы только молекулы сильных электролитов:



После сокращения одинаковых ионов в левой и правой частях уравнения получаем:



В процессе обменного взаимодействия с молекулами воды происходит накопление гидроксид-ионов – OH^- , следовательно реакция среды – щелочная, $\text{pH} > 7$.

Задача 5. Для растворения 1,16 г PbI_2 потребовалось 2 л воды. Найти произведение растворимости соли.

Решение: Запишем уравнение диссоциации соли:



В соответствии с уравнением диссоциации математическая запись произведения растворимости малорастворимого электролита будет иметь вид:

$$PP_{\text{PbI}_2} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2$$

Для расчета произведения растворимости соли необходимо, определить молярные концентрации ионов Pb^{2+} и I^- и подставить их в выражение для PP_{PbI_2} . Для расчета молярных концентраций ионов следует определить молярную концентрацию соли в растворе по ее молярной массе:

$$M(\text{PbI}_2) = 207,2 + 2 \cdot 126,9 = 461 \text{ г.}$$

В одном литре будет содержаться $1,16 / 2 = 0,58$ г соли, следовательно, молярная концентрация соли в растворе будет равна:

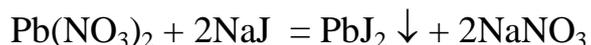
$$C_{\text{м}} = 0,58 / 461 = 0,00126 \text{ моль/л.}$$

В соответствии с уравнением диссоциации PbI_2 концентрации ионов равны: $[\text{Pb}^{2+}] = 0,00126$ моль/л, $[\text{I}^-] = 2 \cdot [\text{Pb}^{2+}] = 2 \cdot 0,00126 = 0,00252$ моль/л. Подставим концентрации ионов в выражение для PP_{PbI_2} и определяем его значение:

$$PP_{\text{PbI}_2} = 0,00126 \cdot (0,00252)^2 = 8,0 \cdot 10^{-9}.$$

Задача 6. Образуется ли осадок при смешивании 100 мл 10^{-3} М раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и 200 мл NaI с концентрацией 0,15 г/л? Произведение растворимости иодида свинца равно $8,0 \cdot 10^{-9}$.

Решение: При смешивании этих растворов возможно образование осадка по уравнению:



Объем после смешения двух растворов становится равным

$$V_{\text{р-ра}} = 100 + 200 = 300 \text{ мл}$$

Рассчитаем молярные концентрации ионов образующих осадок:

Концентрация $[\text{Pb}^{2+}]$ после смешения станет равной:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{100 \cdot 1 \cdot 10^{-3}}{300} = 3,33 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Т.к. концентрация NaI дана в г/л, необходимо ее перевести в молярную концентрацию: 1 моль NaI составляет $23 + 127 = 150$ г. Из пропорции определяем молярную концентрацию NaI и соответственно $[I^-]$ до смешения:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль} & - & 150 \text{ г} \\ x \text{ моль} & - & 0,15 \text{ г} \end{array}$$

отсюда $x = 0,15/150 = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л

После смешения растворов концентрация $[I^-]$ становится равной:

$$[I^-] = \frac{200 \cdot 1 \cdot 10^{-3}}{300} = 6,67 \cdot 10^{-4} \text{ моль /л}$$

Рассчитываем произведение концентраций ионов, образующих осадок с учетом уравнения диссоциации данной соли в растворе:



$$PP_{PbJ_2} = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 = 3,33 \cdot 10^{-4} \cdot (6,67 \cdot 10^{-4})^2 = 1,48 \cdot 10^{-10}$$

и сравниваем результаты расчета с табличным значением произведения растворимости PbJ_2 :

$$1,48 \cdot 10^{-10} < 8,0 \cdot 10^{-9}$$

Расчет показывает, что произведение концентраций ионов Pb^{2+} и I^- в полученном после смешивания растворе меньше величины произведения растворимости иодида свинца. Следовательно, по отношению к иодиду свинца раствор будет ненасыщенным и осадка не получится.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое растворы? Поясните механизм растворения веществ и факторы, влияющие на его растворимость.
2. Какие существуют способы выражения концентрации растворов?
3. В чем сущность теории электролитической диссоциации. Напишите математическое выражение для степени и константы диссоциации слабых электролитов.
4. Выведите математические закон разбавления Оствальда.
5. Объясните с точки зрения электролитической диссоциации воды, почему ионное произведение воды является константой. Поясните термин водородный показатель - рН. Чем объясняются его различные значения в водных растворах электролитов? Какие бывают среды водных растворов электролитов?
6. Поясните, что такое гидролиз, ступенчатый гидролиз. Какие соли подвергаются гидролизу. Почему возможно изменение рН водного раствора гидролизующей соли? Выведите математические выражения для степени и константы гидролиза. Назовите способы усиления и подавления гидролиза.
7. Как Вы понимаете гетерогенное равновесие в растворах. Почему произведение растворимости имеет постоянное значение для каждого малорастворимого соединения? Назовите условие образования и растворения осадков.

ТЕМА V. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ

Понятие о реакциях окисления-восстановления. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Эквивалент окислителя, восстановителя. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Роль окислительно-восстановительных процессов при хранении продуктов питания. Окислительно-восстановительные процессы в живых организмах. Понятие об электродных потенциалах. Возникновение электродного потенциала на границе «металл-раствор». Водородный электрод. Гальванические элементы. Электролиз. Законы электролиза. Уравнение Нерста. Стандартные электродные окислительно-восстановительные потенциалы.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

При изучении данной темы следует разобраться, чем отличаются окислительно-восстановительные реакции от других реакций. Следует ознакомиться с расчетом степени окисления простых и сложных веществ. Следует усвоить понятия о важнейших окислителях и восстановителях. Знать классификацию окислительно-восстановительных реакций. Уметь рассчитывать эквивалент окислителя и восстановителя. Усвоить методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Студенты должны иметь понятия об электродных потенциалах, водородном электроде, о гальванических элементах. Также необходимо познакомиться с уравнением Нерста и по электродному потенциалу уметь определять направление протекания химической реакции.

Краткий теоретический материал

Число электронов, смещенных от одного атома данного элемента (при положительной окисленности) или к одному атому данного элемента (при отрицательной окисленности), называется *степенью окисленности* элемента.

В простых веществах степень окисленности элемента всегда равна нулю. В соединениях некоторые элементы проявляют всегда одну и ту же степень окисленности, но для большинства элементов она в различных элементах различна.

Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

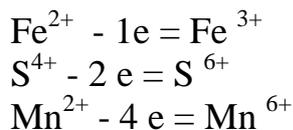
Окисление - это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Если атом отдает свои электроны, то он приобретает положительный заряд, например,



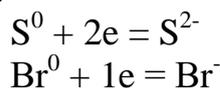
Если отрицательно заряженный ион (заряд -1), например, Cl^- , отдает 1 электрон, то он становится нейтральным атомом:



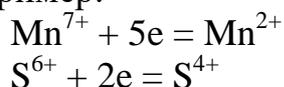
Если положительно заряженный ион или атом отдает электроны, то величина его положительного заряда увеличивается соответственно числу отданных электронов:



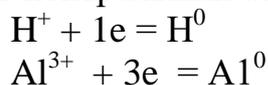
Восстановление - это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Если атом присоединяет электроны, то он превращается в отрицательно заряженный ион:



Если положительно заряженный ион принимает электроны, то величина его заряда уменьшается, например:



или он может перейти в нейтральный атом:



Окислителем является атом, молекула или ион, принимающий электроны. **Восстановителем** является атом, молекула или ион, отдающий электроны. Окислитель в процессе реакции восстанавливается, а восстановитель - окисляется.

Следует помнить, что рассмотрение окисления (восстановления) как процесса отдачи (и принятия) электронов атомами или ионами не всегда отражает истинное положение, так как во многих случаях происходит не полный перенос электронов, а только смещение электронного облака от одного атома к другому.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Ионно-электронный метод (метод полуреакции)

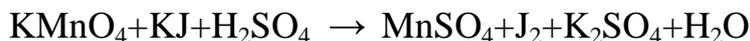
По этому методу окисление и восстановление необходимо рассматривать как самостоятельные процессы, каждый из которых отражает половину уравнений реакций. Отсюда и название «полуреакция». Для составления уравнения придерживаются следующих правил:

1. Следует составить схему реакции с указанием исходных и образующих веществ; отметить элементы, изменяющие в результате реакции степень окисленности, найти окислитель и восстановитель.
2. Далее следует составить схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием исходных и образующихся реально существующих в условиях реакции ионов или молекул.
3. Уравнять число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций; при этом следует помнить, что в водных растворах в реакциях могут участвовать молекулы H_2O , ионы H^{+} или OH^{-} .

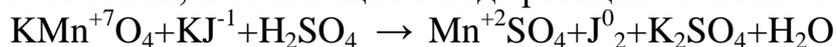
4. Уравнять суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции; для этого прибавить к левой или правой части полуреакции необходимое число электронов.
5. Подобрать множители (основные коэффициенты) для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.
6. Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных основных коэффициентов.
7. Расставить коэффициенты в уравнении реакций.

Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем происходит по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах. В кислых растворах избыток кислорода связывается ионами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных - молекулами воды с образованием гидроксид-ионов.

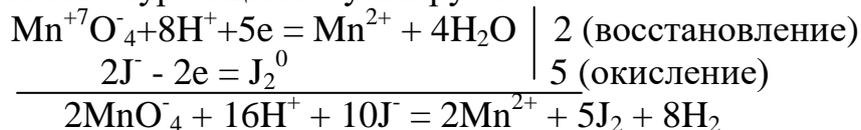
Пример: Составьте ионно-электронные уравнения и подберите коэффициенты для следующей реакции:



- 1) Отметим элементы, изменяющие в ходе реакции степени окисления:



- 2) Составляем полуреакции и суммируем их:

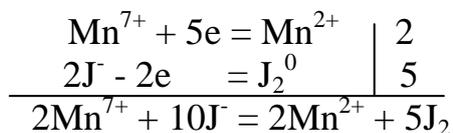


- 3) Полученные коэффициенты записываются в основное уравнение перед соответствующими веществами:



Метод электронного баланса

Это метод несколько проще для понимания. Уравняем данную реакцию методом электронного баланса. Процессы окисления и восстановления описываются просто:



Найденные коэффициенты подставляем в уравнение реакции перед соответствующими формулами веществ в левой и правой части.

Для серной кислоты (в левой части), сульфата калия и воды (в правой части) подсчет коэффициентов проводят сравнением числа атомов или ионов в левой и правой частях уравнения.

В результате получаем уравнение:



Из двух методов ионно-электронный более универсален и имеет неоспоримое преимущество при подборе коэффициентов во многих окислительно-восстановительных реакциях.

Количественная характеристика окислительно-восстановительных реакций. Ряд стандартных электродных потенциалов

Если пластинку металла, погруженную в раствор его соли с концентрацией ионов металла, равной 1 моль/л, соединить со стандартным водородным электродом, то получится *гальванический элемент*. Электродвижущая сила этого элемента (ЭДС), измеренная при 25°C, характеризует *стандартный электродный потенциал металла*, обозначаемый обычно как φ^0 (или E^0). Металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, образуют так называемый *электрохимический ряд напряжений металлов* (табл.5).

Таблица 5.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ															
Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu
-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0	+0,34
Li ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺

Возможность протекания любой окислительно-восстановительной реакции в реальных условиях обусловлена рядом причин: температурой, природой окислителя и восстановителя, кислотностью среды, концентрацией веществ, участвующих в реакции и т.д. Учесть все эти факторы бывает трудно, но, помня о том, что любая окислительно-восстановительная реакция протекает с переносом электронов от восстановителя к окислителю, можно установить критерий возможности протекания такой реакции. Количественной характеристикой окислительно-восстановительных процессов являются нормальные окислительно-восстановительные потенциалы окислителей и восстановителей (или *стандартные потенциалы электродов*) (Приложение 4). А количественным критерием оценки возможности протекания той или иной окислительно-восстановительной реакции является *положительное значение разности стандартных окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций окисления и восстановления или, другими словами, положительное значение ЭДС реакции*.

Одновременно в Приложении 4 приведены стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, измеренные и для неметаллических систем, находящихся в равновесном состоянии по отношению к нормальному водородному электроду.

Вопросы и задания для самоконтроля:

1. Дать понятие степени окисления.
2. Окислительно-восстановительные реакции, их типы.

3. Пользуясь Периодической системой элементов Д.И. Менделеева, назвать из числа простых веществ:
 - а) важнейшие окислители
 - б) важнейшие восстановители
4. Окислительно-восстановительные потенциалы.
5. Уравнение Нернста. Направленность окислительно-восстановительных реакций.
6. Метод ионно-электронного баланса. Влияние кислотности среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.
7. Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор. Понятие о равновесном потенциале, нормальный водородный электрод. Ряд напряжений металлов.

ТЕМА VI. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ

Понятие комплексного соединения. Номенклатура комплексных соединений. Структура комплексов: внешняя и внутренняя сферы, центральный ион - комплексообразователь, лиганды (нейтральные, заряженные). Диссоциация комплексных соединений; константа устойчивости. Названия комплексных соединений.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

При изучении этой темы наибольшую трудность для студентов представляет номенклатура комплексных соединений. Необходимо научиться называть комплексные соединения, а также составлять формулы комплексных соединений по их названию. Посмотрите внимательно, как формируются названия ионов и нейтральных соединений, когда они выступают в качестве лигандов. Сопоставьте названия анионов в обычных солях и в составе комплексных соединений. Рассмотрите два варианта для комплексных соединений, когда анионы расположены во внутренней, и когда они находятся во внешней сфере комплексного соединения. Проанализируйте изменение названия центрального иона (комплексообразователя), в зависимости от заряда комплексного иона.

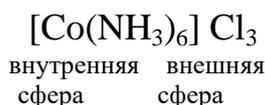
Нужно научиться определять степень окисления комплексообразователя, координационное число комплексообразователя, заряд комплексного иона. Уметь составлять уравнения диссоциации комплексных соединений, различая при этом диссоциацию на внешнюю и внутреннюю сферы, а также диссоциацию внутренней сферы как слабого электролита. Необходимо правильно записывать константы нестойкости комплексного иона и уметь использовать их на практике (Приложение 5).

Следует отличать диссоциацию в водном растворе двойных солей и комплексных солей. Первые из названных диссоциируют в одну стадию на все

имеющиеся в составе соли ионы. Причем каждый из этих ионов можно обнаружить с помощью соответствующих качественных реакций.

Краткий теоретический материал Номенклатура комплексных соединений

Комплексные соли, как правило, содержат в формуле одну или две квадратные скобки. Именно квадратная скобка указывает на комплексное соединение.



Co^{3+} - комплексообразователь (центральный ион)

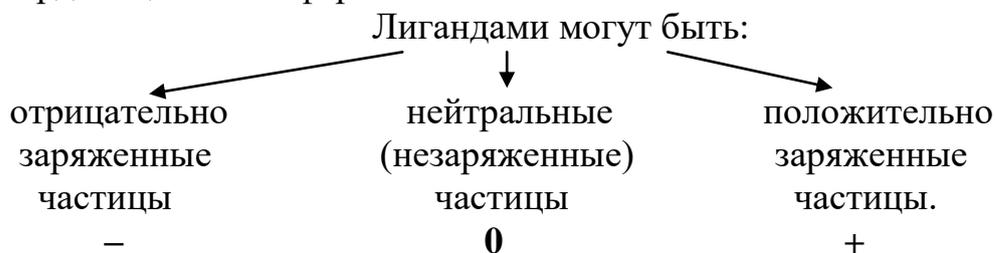
Обратите внимание: на первом месте в квадратной скобке всегда стоит комплексообразователь!

Молекула аммиака здесь – лиганд. Когда их несколько, то количество лигандов называют следующими образом, используя числительные:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
моно	ди	три	тетра	пента	гекса	гепта	окта	нона	дека	ундека	додека

гексааммин... (шесть молекул аммиака), тетрахлоро... (четыре иона Cl^-), гексациано... (шесть ионов CN^-), пентааква... (пять молекул H_2O).

Лиганды - это ионы и нейтральные частицы, расположенные во внутренней координационной сфере.



По природе содержащегося лиганда (когда они однородны) различают: аквакомплексы (значит, что все лиганды - H_2O), гидроксокомплексы (все лиганды OH^-), аммиакаты (все лиганды - аммиак) и т.д.

Ацидокомплексами называют все комплексы, содержащие в качестве лигандов один или несколько различных кислотных остатков. Если содержатся анионы одной кислоты, комплексы могут называться по лиганду:

цианидными - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, иодидными - $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ и т.д.

Если состав внутренней сферы по лигандам неоднороден, то при перечислении лигандов: сначала называют (-) анионы - лиганды, затем нейтральные лиганды (молекулы) и только потом положительно заряженные (табл.6.)



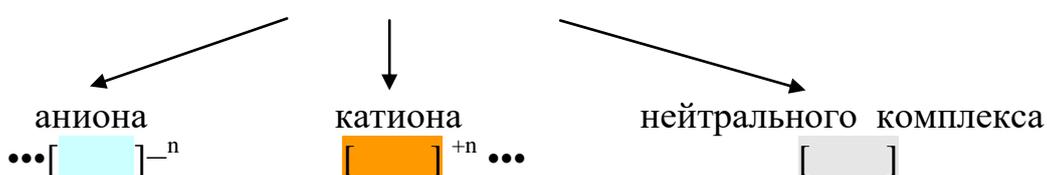
Таблица 6.

Названия лигандов (ионов и нейтральных соединений в составе внутренней сферы комплексного соединения)

Названия лигандов				
Отрицательно заряженные		(нейтральные)		Положительно заряженные)
O ²⁻ оксо	<p>Правило : ••• + соединительная гласная О (исключение: анионы углеводородов, их называют без соединительной о, например CH₃⁻ метил, C₆H₅⁻ фенил)</p>	<p>Имеют специальные названия (исключения из правила): H₂O аква NH₃ аммин NO нитрозил CO карбонил</p> <p>по правилу:</p>	<p>Правило: называют так же, как молекулы (т.е. без изменения)</p>	<p>Встречаются редко (H⁺ гидро, H₃O⁺ оксоний, NO⁺ нитрозиллий, PH₄⁺ фосфоний, NH₄⁺ аммоний и др.)</p>
OH ⁻ гидроксо				
S ²⁻ тио				
NO ⁻ нитрозо				
NO ₂ ⁻ нитро (связь через N)				
NO ₂ ⁻ нитрито (связь через O)				
F ⁻ фторо				
Cl ⁻ хлоро				
Br ⁻ бромо				
SO ₄ ²⁻ сульфато				
CN ⁻ циано				
SCN ⁻ родано (тиоцианато)				
CO ₃ ²⁻ карбонато				
S ₂ O ₃ ²⁻ тиосульфато				
C ₂ H ₄ ²⁻ оксалато				
		C ₂ H ₄ этилен		
		N ₂ H ₄ гидразин		
		C ₆ H ₆ бензол		
		O ₂ диоксиген		
		N ₂ диазот		
		CS тиокарбонил		

Комплексообразователь может входить в состав комплексного заряженного иона и в состав нейтрального комплекса.

Комплексообразователь (К.о.) может быть в составе **комплексного**:



Как показано далее в таблицах, названия комплексообразователя (центрального иона) зависят от знака заряда комплексного иона, в который он входит (табл.7-8) (Приложение 6).

Таблица 7.

Названия комплексообразователя в составе анионных комплексов

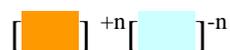
Анионные комплексы $\dots[\text{---}]^{-n}$		
Латинское название металла, с заменой окончания на -ат		
$\dots[\text{Fe}]^{-n}$	феррум	ф е р р а т
$\dots[\text{Cu}]^{-n}$	купрум	к у п р а т
$\dots[\text{Ag}]^{-n}$	аргентум	а р г е н т а т
$\dots[\text{Sn}]^{-n}$	станнум	с т а н н а т
$\dots[\text{Pb}]^{-n}$	плюмбум	п л ю м б а т
$\dots[\text{Pt}]^{-n}$	платинум	п л а т и н а т

Таблица 8.

Названия комплексообразователя в составе анионного и нейтрального комплекса

катионные комплексы $[\text{---}]^{+n} \dots$		нейтральные комплексы $[\text{---}]^0$ (без внешней сферы)	
Русские названия металла в родительном падеже (чего?)		Русские названия металла в именительном падеже (что?)	
$[\text{Fe}]^{+n} \dots$	железа	$[\text{Fe}]^0$	железо
$[\text{Cu}]^{+n} \dots$	меди	$[\text{Cu}]^0$	медь
$[\text{Ag}]^{+n} \dots$	серебра	$[\text{Ag}]^0$	серебро
$[\text{Sn}]^{+n} \dots$	олова	$[\text{Sn}]^0$	олово
$[\text{Pt}]^{+n} \dots$	платины	$[\text{Pt}]^0$	платина

Комплексные соединения могут состоять из комплексного катиона и комплексного аниона



В этом случае названия формируются так же, как описано в таблицах 6-8.

Примеры формирования полных названий комплексных соединений
 Помним, как и в обычных солях, сначала называем анион, потом катион
 (табл. 9-11)

Таблица 9.

Формирование названия анионного цианидного комплекса кобальта

Формула	Комплексный анион			Катион
	число лигандов	лиганд	Центральный атом (К.о)	
$K_3[Co(CN)_6]$	гекса (шесть)	циано (отрицательный, добавили о)	к о б а л ь т а т (Со входит в состав аниона, поэтому добавили ат)	калия (чего?)
гексаЦИАНОкобальтат(III) калия				

Таблица 10.

Формирование названия катионного аммиачного комплекса кобальта

Формула	Анион	Комплексный катион		
		число лигандов	лиганд	центральный атом
$[Co(NH_3)_6] Cl_2$	хлорид (можно дихлорид)	гекса (шесть)	аммин (нейтр. ч-ца)	кобальта (чего?)
(ди)хлорид гексаАММИНкобальта				

$[Co(NH_3)_6] Cl_2$ называем аналогично соли $Co Cl_2$, т.е. было бы "хлорид кобальта", но для комплексного соединения между этими словами "хлорид ••кобальта" будет стоять еще название лиганда:

Сравните:

хлорид кобальта
 хлорид гексаамминкобальта.

Таблица 11.

Формирование названия нейтрального аммиачного комплекса платины (II)

Формула	Нейтральный комплекс – нет ни катионов, ни анионов		
	отрицательно заряженные лиганды	нейтральные лиганды	центральный атом
$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$	дихлоро	диаммин	платина
	два (-) иона хлора	две нейтральные молекулы аммиака	
диХЛОРОдиАММИНплатина (II)			

Примеры решения типовых задач

Задача 1. Строение комплексных соединений. Вычислите заряд комплексного иона $K_2 [PtCl_4]$, образованного платиной (II).

Решение: 1-й способ. Внешняя сфера комплексного соединения имеет заряд $+1+1=+2$, поскольку все соединение нейтрально, значит, комплексная частица имеет заряд, равный -2 .

2-й способ. Вычислим алгебраическую сумму зарядов внутренней сферы. Заряд платины равен $+2$, заряды четырех лигандов ($-1 \times 4 = -4$), итого $+2 - 4 = -2$.

Задача 2. Определение состава комплексного соединения.

Из раствора комплексной соли $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ нитрат серебра осаждает только $2/3$ содержащегося в ней хлора. В растворе соли не обнаружено ионов кобальта и свободного аммиака. Измерение электрической проводимости раствора показывает, что соль распадается на три иона. Каково строение этого соединения?

Решение: Отсутствие в растворе ионов кобальта и свободного аммиака означает, что они входят во внутреннюю сферу. Там же в качестве лиганда мы запишем один хлорид-ион (тот, который не осаждается нитратом серебра): $[Co(NH_3)_5Cl]^{2+}$. Во внешней сфере находятся два хлорид-иона (те, не связанные и способные вступить во взаимодействие с нитратом серебра). Получим $[Co(NH_3)_5Cl] Cl_2$. Проверим по количеству ионов:

$[Co(NH_3)_5Cl] Cl_2 \leftrightarrow [Co(NH_3)_5Cl]^{2+} + 2Cl^-$ (действительно, в растворе три иона: один комплексный и два хлорид-иона).

Заряд внутренней сферы определяем по алгебраической сумме, как в задаче 1.

Задача 3. Название комплексной соли.

Назовите комплексное соединение и состав его внешней сферы:

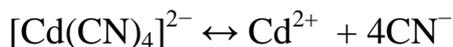


Решение: Хлорид хлородиамминаквапалладия (II). Хлорид-ион за пределами квадратной скобки - это внешняя сфера. Он будет называться хлоридом (как и в простых соединениях). Хлорид-ион же во внутренней координационной сфере будет называться "хлоро". Аммиак во внутренней сфере как лиганд будет называться "аммин", а вода-"аква".

Задача 4. Уравнение электролитической диссоциации комплексного соединения. Запишите диссоциацию комплексного соединения и константу нестойкости комплексного аниона соли $K_2[Cd(CN)_4]$.

Решение: Первичная диссоциация протекает легко как в любом соединении с ионным типом связи, в растворе можно будет обнаружить три иона: один комплексный анион $[Cd(CN)_4]^{2-}$ и два катиона калия.

Диссоциация комплексного иона (вторичная диссоциация) протекает с трудом по типу слабого электролита с постепенным ступенчатым отделением цианид-ионов: в итоге получим



$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Cd}^{2+}] [\text{CN}^-]^4}{[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}}$$

Задача 5. Константы нестойкости комплексных соединений.

Среди соединений серебра, обладающих разными значениями констант нестойкости, найдите наиболее устойчивый комплекс:



$$1,3 \cdot 10^{-3} \quad 6,8 \cdot 10^{-8} \quad 1,0 \cdot 10^{-13} \quad 1,0 \cdot 10^{-21}$$

Решение: Наиболее устойчив комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, а наименее устойчив $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$. Чем меньше константа неустойчивости, тем более устойчив комплексный ион, тем меньше в его растворе свободных ионов.

Вопросы для самоконтроля:

1. Одинаково ли звучат в названии простых солей NaCl и KCl и комплексных ионов $\text{Na}_2[\text{CoCl}_6]$ $\text{K}_2[\text{CoCl}_6]$ хлорид-ионы?
2. Как определить заряд комплексных ионов, указанных в предыдущем задании?
3. Сопоставьте первичную диссоциацию комплексной соли $\text{K}_2[\text{CoCl}_6]$ на внешнюю и внутреннюю сферы с диссоциацией самого комплексного иона. $[\text{CoCl}_6]^{2-}$. Какой из этих процессов будет протекать легче. Почему?
4. Назовите комплексные соединения $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$.
5. Определите степень окисления комплексообразователя в следующих комплексных ионах: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{AuCl}_4]^-$.
6. Химические названия желтой и красной кровяной соли:
гексацианоферрат (II) калия и гексацианоферрат (III) калия.
Напишите формулы этих солей.
7. Чем отличается диссоциация двойных солей и комплексных солей?
8. В вашем распоряжении находятся две пробирки с растворами комплексных солей. В одной из них соль, содержащая во внешней сфере два иона 2Cl^- , во другой пробирке - два хлорид-иона расположены во внутренней координационной сфере.
 $[\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$ и $[\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2]$
9. Как, используя нитрат серебра, доказать, в какой из этих пробирок находится первая из указанных солей?
10. Одинаковым ли будет звучание комплексообразователя в соединениях $[\text{Cd}(\text{CN})_6]^{2-}$ и $[\text{Cd}(\text{NH}_4)]^{2+}$?
11. Запишите реакцию растворения хлорида серебра в растворе аммиака с образованием хлорида диамминсеребра.

ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ О ПОРЯДКЕ ВЫПОЛНЕНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

При изучении дисциплины «Общая и аналитическая химия», I части курса – раздела «Общая химия» студенты заочной формы обучения выполняют контрольную работу, состоящую из 8 задач.

Для определения номеров задач, которые должны решать студенты, необходимо пользоваться таблицей:

Начальные буквы фамилии, имени, отчества	Первые три буквы фамилии			Первые три буквы имени			Первые две буквы отчества	
А	1	31	61	91	121	151	181	211
Б	2	32	62	92	122	152	182	212
В	3	33	63	93	123	153	183	213
Г	4	34	64	94	124	154	184	214
Д	5	35	65	95	125	155	185	215
Е	6	36	66	96	126	156	186	216
Ж	7	37	67	97	127	157	187	217
З	8	38	68	98	128	158	188	218
И	9	39	69	99	129	159	189	219
К	10	40	70	100	130	160	190	220
Л	11	41	71	101	131	161	191	221
М	12	42	72	102	132	162	192	222
Н	13	43	73	103	133	163	193	223
О	14	44	74	104	134	164	194	224
П	15	45	75	105	135	165	195	225
Р	16	46	76	106	136	166	196	226
С	17	47	77	107	137	167	197	227
Т	18	48	78	108	138	168	198	228
У	19	49	79	109	139	169	199	229
Ф	20	50	80	110	140	170	200	230
Х	21	51	81	111	141	171	201	231
Ц	22	52	82	112	142	172	202	232
Ч	23	53	83	113	143	173	203	233
Ш	24	54	84	114	144	174	204	234
Щ	25	55	85	115	145	175	205	235
Ы	26	56	86	116	146	176	206	236
Ь	27	57	87	117	147	177	207	237
Э	28	58	88	118	148	178	208	238
Ю	29	59	89	119	149	179	209	239
Я	30	60	90	120	150	180	210	240

Номера первых трех задач контрольной работы определяются тремя первыми буквами фамилии студента, номера трех последующих задач – тремя первыми буквами имени и последующих двух задач – двумя первыми буквами отчества, например:

ИВАНОВА ИРИНА ЛЬВОВНА

решает задачи № 9, 18, 31, 54, 61, 84, 101, 117.

Контрольная работа должна быть выполнена в срок, предусмотренный учебным графиком, и сдана на проверку.

Оформляется контрольная работа в отдельной тетради. Номера вопросов должны соответствовать заданию. Содержание вопроса излагается полностью перед ответом. Задания могут быть как теоретическими, так и связанными с решением задач. Все расчеты, проводимые при решении задач, должны сопровождаться краткими пояснениями. В тетради на каждой странице необходимо оставить поля для замечаний преподавателя. В конце работы приводится список использованной литературы, в котором указаны фамилии авторов, название, место и год издания.

Контрольная работа подписывается студентом с указанием даты ее выполнения. На первой странице необходимо проставить номера выполненных задач соответствующего варианта. На обложке тетради указывается факультет, курс, фамилия, имя, отчество, домашний адрес, название дисциплины, по которой выполнена контрольная работа.

ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ И ЗАДАЧ К КОНТРОЛЬНЫМ РАБОТАМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Тема I. Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

1. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами: а) 23; б) 27; в) 29
2. Атомы элементов имеют следующие электронные структуры:
а) $1s^2 2s^2 2p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Определить порядковый номер каждого элемента, а также семейство и группу, к которым они относятся.

3. Даны неполные структуры атомов элементов:
а) $2s^2 2p^6$; б) $3s^2 3p^4$; в) $3d^1 4s^2$.

Составьте полные электронные формулы и с помощью Периодической системы назовите эти элементы.

4. Напишите электронные формулы ионов: а) S^{2-} ; б) Cu^{2+} ; в) Cr^{3+} .
5. Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы:
а) S; б) Ti; в) Fe?

6. Охарактеризуйте квантовые числа. Какое максимальное число электронов может содержать атом в электронном слое с главным квантовым числом:

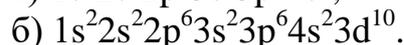
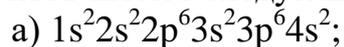
- 1,2,3,4,5? Какое максимальное число электронов может находиться на одном энергетическом подуровне, определяемым значением орбитального квантового числа?
7. Электронная формула атома химического элемента имеет окончание $\dots 3s^2 3p^3$. Опишите положение этого элемента в периодической системе (группа, подгруппа, электронное семейство, возможные степени окисления) и его химические свойства.
 8. Напишите электронные и графические формулы атома кобальта и железа, а также их ионов: Co^{2+} , Co^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} . Объясните, почему для иона железа наиболее устойчивым является состояние - Fe^{3+} , а для иона кобальта - Co^{2+} ?
 9. Где расположены в периодической системе самые сильные окислители? Ответ дайте с позиций электронного строения элементов.
 10. Составьте электронные формулы атомов хлора и марганца. Являются ли они аналогами? Почему марганец проявляет металлические свойства, хотя находится в VII группе?
 11. Запишите нормальное и возбужденное состояние атома серы. Объясните, почему этот элемент может иметь переменную валентность?
 12. Почему максимальная валентность атомов элементов второго периода не может быть больше четырех?
 13. Определите валентную возможность атома хлора в нормальном и возбужденном состояниях.
 14. Опишите, чем определяются валентные возможности атомов химических элементов.
 15. Почему элементы главных подгрупп второго и третьего периода называются химическими аналогами? В чем проявляется эта аналогия?
 16. Почему так похожи свойства лантана и лантаноидов?
 17. Какова формула высшего гидроксида, соответствующего элементам VII группы? Каков его характер?
 18. Какие химические элементы называют s-, p-, d-элементами? Проиллюстрируйте примерами.
 19. Запишите электронную и графическую формулу химического элемента - лантана. Определите 4 квантовых числа для его последнего электрона.
 20. Ряд чисел 2, 8, 5 соответствует распределению электронов по энергетическим уровням атома: а) алюминия; б) азота; в) фосфора; г) хлора?
 21. У какого элемента наиболее ярко выражены неметаллические свойства: а) Sn; б) Ge; в) Si; г) C?
 22. Поясните, происходит ли усиление неметаллических свойств в ряду: $F \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I$?
 23. Каким фактором определяется металличность свойств атомов химических элементов? У какого из предложенных элементов наиболее ярко выражены металлические свойства: а) Li; б) K; в) Na; г) Rb?
 24. Генетическому ряду какой группы/подгруппы химических элементов соответствует общая схема: $\text{Э} \rightarrow \text{Э}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Э}(\text{OH})_3$?
 25. Какие факторы (масса атома, радиус атома, число энергетических уровней, общее число электронов, число электронов на внешнем энергетическом

уровне) не изменяются в главных подгруппах периодической системы химических элементов с увеличением заряда ядер?

26. Электронная формула атома химического элемента имеет окончание $\dots 4s^2 3d^8$. Опишите положение этого элемента в периодической системе (группа, подгруппа, электронное семейство, возможные степени окисления) и его химические свойства.

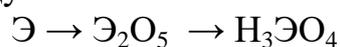
27. Напишите электронные и графические формулы атома рутения - Ru и его ионов: Ru^{+1} ; Ru^{+3} . Какой из ионов более энергетически устойчив?

28. Атомы элементов имеют следующие электронные структуры:



Определить порядковый номер каждого элемента, а также семейство и группу, к которым они относятся.

29. Назовите элементы – Э и их группу/подгруппу, которые соответствуют генетическому ряду:



30. Электронная формула атома $s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Определите элемент, и формулу его возможного водородного соединения.

Тема II. Химическая связь

31. Укажите типы химической связи в молекулах: H_2 , Br_2 , HBr , NaBr , CaBr_2 .

32. Какой тип гибридизации осуществляется в молекулах: PH_3 , CaCl_2 ? Опишите строение этих молекул. Дайте обоснованный ответ.

33. Опишите механизм образования ковалентной связи: а) одноэлектронный (обменный); б) донорно-акцепторный. Приведите примеры.

34. В каких молекулах химическая связь является полярной: CCl_4 , Cl_2 , NaCl , H_2S , AsH_3 ? Укажите к какому атому смещена общая электронная пара.

35. На основании сравнения величин относительной электроотрицательности для р-элементов проследите, как изменяется полярность связи в молекулах: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te .

36. Приведите примеры соединений с ионной и ковалентной связью. Какие свойства ковалентной связи отличают ее от ионной?

37. Какой тип гибридизации осуществляется в молекулах: BeCl_2 и BCl_3 ? Дайте обоснованный ответ.

38. Какой характер имеют связи в молекулах: CS_2 , PCl_3 , OF_2 , CO_2 ? Используя значения электроотрицательностей, укажите для каждого соединения направление смещения общей электронной пары.

39. Что такое донорно-акцепторная связь? Укажите, между какими атомами проявляется этот тип связи в соединениях: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{Na}_2[\text{PtCl}_4]$. Какой атом или ион является донором и какой акцептором электронов?

40. Приведите примеры образования ковалентной связи. Какими свойствами обладает эта связь?

41. Опишите пространственную структуру следующих молекул: BF_3 , ZnCl_2 , NH_3 . В каких молекулах происходит гибридизация орбиталей?

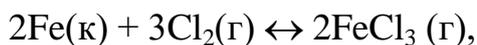
42. Укажите тип химической связи в молекулах: Cl_2 , Na , Cl_2O , NaCl .

43. Наличие какой связи определяет жидкое агрегатное состояние воды? Дать обоснованный ответ.
44. Укажите тип химической связи в молекулах: HCl, Li, K₂O, Br₂.
45. Как изменяется полярность и прочность связи в ряду молекул HF → HCl → HI ? Дать обоснованный ответ.
46. Охарактеризуйте свойства вещества с молекулярной кристаллической решеткой. Приведите примеры таких молекул.
47. Молекулы воды и молекула диоксида углерода содержат по две полярные связи каждая. Почему молекула H₂O полярна, а молекула CO₂ - неполярна?
48. Укажите тип гибридизации в молекулах: SiH₄ и BF₃. Полярны ли эти молекулы? Проиллюстрируйте их строение.
49. Укажите тип химической связи в молекулах: N₂, HI, CaI₂, Ca, I₂.
50. Укажите тип химической связи в молекулах: MgBr₂, Mg, Br₂, HBr.
51. На основании сравнения величин относительной электроотрицательности для p-элементов, проследите как изменяется полярность связи в молекулах: HF, HCl, HBr, HI.
52. Опишите механизм образования ионной связи. Чем этот вид связи отличается от ковалентной полярной связи. Приведите примеры молекул с ионной связью.
53. Металлическая связь. Как эта связь влияет на физические и химические свойства веществ. Приведите примеры молекул с металлической связью.
54. Водородная связь. Как водородная связь влияет на физические и химические свойства воды?
55. Что такое силы Ван-дер-Ваальса? Приведите примеры.
56. Укажите тип химической связи в металле серебра, газообразном водороде, в молекуле поваренной соли. В каком веществе связь более прочная. Почему?
57. Охарактеризуйте свойства веществ с атомной кристаллической решеткой. Приведите примеры.
58. Что такое гибридные связи? В каких соединениях встречается sp³-гибридизация?
59. Охарактеризуйте свойства веществ с ионной кристаллической решеткой. Приведите примеры.
60. Приведите примеры соединений с ковалентной полярной и неполярной связью. Какими свойствами обладает неполярная связь?

Тема III. Химическая кинетика и химическое равновесие

Скорость химической реакции

61. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$, если
- увеличить давление в системе в 3 раза;
 - повысить концентрацию NO в 3 раза?
62. Во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия водорода и брома, если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?
63. Как изменится скорость химической реакции



если давление системы увеличить в 5 раз?

64. На сколько градусов надо повысить температуру газообразной реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 729 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
65. При увеличении температуры на 50° скорость реакции выросла в 1200 раз. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции.
66. Во сколько раз изменится скорость реакции $2A + B \rightarrow A_2B$, если концентрацию вещества A увеличить в два раза, а концентрацию вещества B уменьшить в два раза?
67. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры с 20°C до 50°C ?
68. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 40°C скорость реакции возрастает в 16 раз?
69. Изменится ли значение константы скорости реакции:
а) при замене одного катализатора другим;
б) при изменении концентрации реагирующих веществ?
70. Найти значение константы скорости реакции $A + B \rightarrow AB$, если при концентрациях веществ A и B, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·мин).
71. Через некоторое время после начала реакции $3A + B \rightarrow 2C + D$ концентрации веществ составляли: $[A] = 0,03$ моль/л; $[B] = 0,01$ моль/л; $[C] = 0,008$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ A и B?
72. Две реакции протекают при 25°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,0, а второй – 2,5. Найти отношение скоростей этих реакций при 95°C .
73. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
74. Реакция между веществами A и B выражается уравнением: $A + 2B \rightarrow C$. Начальные концентрации составляют $[A]_0 = 0,03$ моль/л, $[B]_0 = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции по истечению некоторого времени, когда концентрация вещества уменьшится на 0,01 моль/л.
75. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30°C скорость реакции возрастает в 15,6 раз?
76. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25°C ?
77. При 20°C константа скорости некоторой реакции равна 10^{-4} мин $^{-1}$, а при 50°C – $8 \cdot 10^{-4}$ мин $^{-1}$. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?
78. Скорость реакции при нагревании на 20°C возросла в 9 раз. Определите температурный коэффициент скорости реакции.

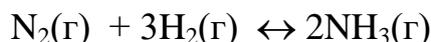
79. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. При какой температуре следует проводить реакцию, если нужно скорость реакции, проводимой при 50°C , уменьшить в 10 раз?
80. Скорость некоторой реакции при охлаждении с 60°C до 30°C уменьшилась в 8 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?
81. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 200°C до 500°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?
82. Реакция выражается уравнением: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$. При некоторой температуре константа скорости этой реакции равна 0,16 л/(моль·мин). Вычислите начальную скорость реакции, если исходные концентрации реагирующих веществ были: $[\text{H}_2] = 0,04$ моль/л, $[\text{I}_2] = 0,05$ моль/л. Чему будет равна скорость реакции при понижении концентрации водорода до 0,03 моль/л?
83. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В – 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Чему равна скорость реакции в начальный момент времени и по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,1 моль?
84. При 30°C константа скорости некоторой реакции равна 10^{-6} мин $^{-1}$, а при 70°C – $1,6 \cdot 10^{-5}$ мин $^{-1}$. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?
85. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 100 до 150°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?
86. Реакция выражается уравнением: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$. При некоторой температуре константа скорости этой реакции равна 0,12 л/(моль·мин). Вычислите начальную скорость реакции, если исходные концентрации реагирующих веществ были: $[\text{H}_2] = 0,04$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,02$ моль/л. Чему будет равна скорость реакции при понижении концентрации водорода до 0,02 моль/л?
87. Две реакции протекают при 30°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,5, а второй – 3,0. Найти отношение скоростей этих реакций при 70°C .
88. В системе $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ концентрацию H_2 увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
89. Реакция между веществами А и В выражается уравнением: $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$. Начальные концентрации составляют $[\text{A}]_0 = 0,08$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,04$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,16. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции по истечению некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,01 моль/л.
90. Найти значение константы скорости реакции $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,04 и 0,03 моль/л, скорость реакции равна $1,8 \cdot 10^{-6}$ моль/(л·мин).

Химическое равновесие

91. В каком направлении сместится равновесие системы:

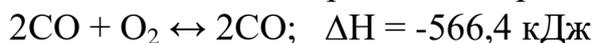
$4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
при увеличении концентрации O_2 ?

92. При состоянии равновесия в системе:



концентрации участвующих в реакции веществ равны: $[\text{N}_2]=3$ моль/л; $[\text{H}_2] = 9$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Определить исходные концентрации H_2 и N_2 .

93. В каком направлении смещается равновесие реакции



при изменении давления и температуры?

94. В какую сторону сместится равновесие реакции



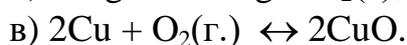
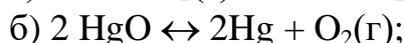
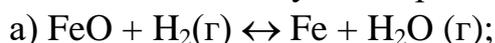
при повышении температуры? Что произойдет в системе при увеличении давления?

95. При состоянии равновесия в системе:

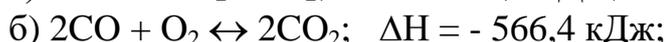
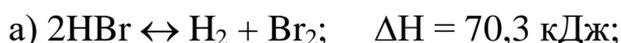


определите, в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры?

96. Выразите математические константы равновесия – K_p для реакций, протекающих по уравнениям для следующих реакций:



97. Как повлияет повышение давления и температуры на равновесие следующих реакций:



98. Каким путем можно повысить выход NO_2 при реакциях, идущих по уравнениям:

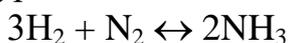


99. Как можно увеличить процентное содержание PCl_3 в равновесной системе, выраженной уравнением:



100. Равновесие реакции $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \leftrightarrow 2\text{HBr}$ установилось при некоторой температуре при следующих равновесных концентрациях: $[\text{H}_2] = 0,5$ моль/л; $[\text{Br}_2] = 0,1$ моль/л; $[\text{HBr}] = 1,6$ моль/л. Найдите константу равновесия – K_c . Определите исходные концентрации водорода и брома.

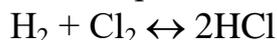
101. При синтезе аммиака по уравнению



в определенных условиях в равновесии находятся 1 моль водорода, 2 моль азота и 8 моль аммиака. Рассчитайте константу равновесия – K_c . Во сколько

раз исходные количества азота и водорода больше их равновесных количеств?

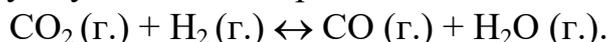
102. Константа равновесия реакции образования HCl по уравнению:



при некоторой температуре равна единице. Определите состав равновесной смеси, полученной из водорода объемом 2 л и хлора объемом 3 л.

103. Реакция $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ протекает в закрытом сосуде при постоянной температуре; исходные вещества взяты в эквивалентных количествах. К моменту наступления равновесия остается 50% начального количества CO. Определить давление равновесной газовой смеси, если первоначальное давление равнялось 100 кПа (750 мм рт.ст.).

104. В закрытом сосуде установилось равновесие



Константа равновесия равна единице. Определить, сколько процентов CO_2 подвергнется превращению в CO при данной температуре, если смешать 1 моль CO_2 и 5 молей H_2 .

105. При состоянии равновесия в системе



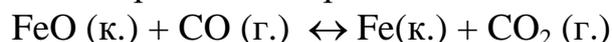
концентрации участвующих в реакции веществ равны: $[\text{N}_2] = 5$ моль/л; $[\text{H}_2] = 6$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 3$ моль/л. Определите:

а) исходные концентрации H_2 и N_2 ;

б) в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры?;

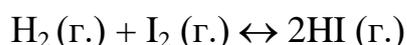
в) в каком направлении сместится равновесие, если уменьшить объем реакционного сосуда?

106. Константа равновесия реакции



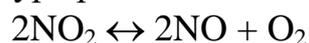
при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли: $[\text{CO}]_0 = 0,05$ моль/л; $[\text{CO}_2]_0 = 0,01$ моль/л.

107. Равновесие в системе



установилось при некоторой температуре при следующих равновесных концентрациях: $[\text{H}_2] = 0,025$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,005$ моль/л; $[\text{HI}] = 0,09$ моль/л. Определите исходные концентрации водорода и йода.

108. При некоторой температуре равновесие в системе



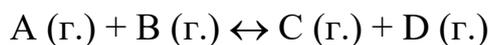
установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .

109. Константа равновесия реакции



равна единице. Сколько процентов вещества A подвергнется превращению, если смешать 3 моля вещества A и 5 молей вещества B?

110. После смешивания газов A и B в системе



устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[B] = 0,05$ моль/л; $[C] = 0,02$ моль/л. Константа равновесия реакции равна $4 \cdot 10^{-2}$. Найти исходные концентрации веществ А и В.

111. Найти константу равновесия реакции



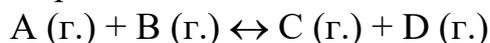
если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 50% N_2O_4 .

112. В замкнутом сосуде протекает реакция



Константа равновесия реакции равна 0,04, а равновесная концентрация вещества В составляет 0,02 моль/л. Найти начальную концентрацию вещества АВ. Сколько процентов вещества АВ разложилось?

113. Константа равновесия реакции



равна единице. Начальная концентрация $[A]_0 = 0,02$ моль/л. Сколько процентов вещества А подвергнется превращению, если начальные концентрации $[B]_0$ равны: а) 0,02 моль/л; б) 0,1 моль/л; в) 0,2 моль/л.

114. Система: C (графит) + CO_2 (г.) \leftrightarrow $2CO$ (г.); $\Delta H = 172,5$ кДж

находится в состоянии равновесия. Указать, как изменится содержание CO в равновесной системе:

а) с повышением температуры при неизменном давлении?

б) с ростом общего давления при неизменной температуре?

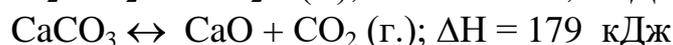
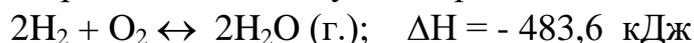
Изменится ли константа равновесия при повышении общего давления и неизменной температуре? При увеличении температуры? При введении в систему катализатора?

115. В каком направлении сместятся равновесия:



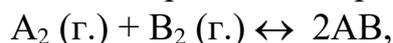
а) при понижении температуры? б) при повышении давления?

116. Как повлияет на равновесие следующих реакций:



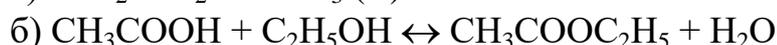
а) повышение давления; б) повышение температуры?

117. В каком направлении сместится равновесие реакции

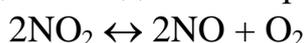


Если давление увеличить в два раза, и одновременно повысить температуру на 10 градусов. Температурные коэффициенты скорости прямой и обратной реакции соответственно равны 2 и 3. Каков знак ΔH этой реакции?

118. Как повлияет изменение давление на нарушение равновесия в реакциях:



119. При нагревании диоксида азота до $400^\circ C$ равновесие в системе



установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,8$ моль/л; $[\text{NO}] = 2,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 1,1$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .

120. В системе $\text{A(г.)} + 2\text{B(г.)} = \text{C(г.)}$ равновесные концентрации равны $[\text{A}] = 0,06$ моль/л, $[\text{B}] = 0,12$ моль/л, $[\text{C}] = 0,216$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходные концентрац веществ А и В.

Тема IV. Растворы.

Электролитическая диссоциация. Водородный показатель.

121. Концентрация водного раствора гидроксида калия составляет 0,01 моль/л при условии 100% диссоциации KOH. Чему равно значение pH этого раствора.
122. Сколько мл 96% -ной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/см³) нужно взять для приготовления 1 л 0,5 н раствора?
123. Определить процентную концентрацию CuSO_4 в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ в 450 г воды.
124. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0,25 н раствора?
125. Плотность 40% раствора HNO_3 равна 1,25 г/см³. Рассчитать молярность и моляльность этого раствора.
126. Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ равна $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислить степень ее диссоциации в 0,005 н растворе.
127. Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0,1 н растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. вычислить K_1 .
128. Определить $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе, pH которого равен 6,2.
129. Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, pH которого равен 5,2?
130. Какую массу воды нужно прибавить к 200 мл 30% раствора NaOH ($\rho=1,33$ г/мл) для получения 10% раствора щелочи?
131. Найти моляльность и мольную долю растворенного вещества в 67% растворе сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$?
132. Найти молярность, моляльность и нормальность 15% раствора H_2SO_4 ($\rho=1,10$ г/мл).
133. При 25⁰С растворимость NaCl равна 36,0 г в 100 г воды. Найти массовую долю соли в насыщенном растворе.
134. В каком объеме 0,1 н раствора содержится 8 г CuSO_4 ?
135. Найти массу NaNO_3 , необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.
136. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо растворить в 800 г воды, чтобы получить 10% раствор Na_2SO_4 .
137. Какой объем 0,1 М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 75 мл 0,75 н раствора?
138. Какой объем 6,0 М раствора HCl нужно взять для приготовления 25 мл 2,5 М раствора HCl?

139. Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой HOCl ($K_d = 5 \cdot 10^{-8}$).
140. Степень диссоциации муравьиной кислоты HCOOH в 0,2 н растворе равна 0,03. Определить константу диссоциации кислоты.
141. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO_2 будет равна 0,2?
142. В 0,1 н растворе степень диссоциации уксусной кислоты равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. При какой концентрации азотистой кислоты HNO_2 ее степень диссоциации будет такой же?
143. Вычислить концентрацию $[\text{H}^+]$ в 0,02 М растворе сернистой кислоты. Диссоциацией кислоты по второй ступени можно пренебречь.
144. Вычислить pH растворов, в которых концентрация ионов OH^- (в моль/л) равна: а) $4,6 \cdot 10^{-4}$; б) $5,0 \cdot 10^{-5}$; в) $9,3 \cdot 10^{-9}$.
145. Определить pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH . Диссоциацию щелочи считать полной.
146. Определить концентрацию ионов $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе, pH которого равен 6,2.
147. Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,2 н растворе равна 0,03. Вычислить значения $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ и pOH для этого раствора.
148. Вычислить pH следующих растворов слабых электролитов: а) 0,02 М NH_4OH , б) 0,1 М HCN ; в) 0,05 н HCOOH ; 0,01 М CH_3COOH .
149. Чему равна концентрация гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен 10,80?
150. Найти молярную концентрацию ионов H^+ в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет: а) 10^{-4} ; б) $3,2 \cdot 10^{-6}$; в) $7,4 \cdot 10^{-11}$.

Гидролиз. Растворимость. Произведение растворимости.

151. Определить pH (> 7 , < 7 , ≈ 7) раствора гидролизующихся солей: а) Na_2CO_3 ; б) CuCl_2 ; в) NaNO_2 .
152. В растворах каких солей среда будет кислая: а) Na_2SO_4 ; б) Na_2CO_3 ; в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
153. Составьте ионные уравнения гидролиза солей: а) сульфида натрия Na_2S ; б) сульфата меди (II) CuSO_4 ; в) фосфата калия K_3PO_4 .
154. К 50 мл 0,001 н раствора HCl добавили 450 мл 0,0001 н раствора AgNO_3 . Выпадет ли осадок хлорида серебра?
155. Растворимость CaCO_3 при 35°C равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.
156. Произведение растворимости SrSO_4 равно $3,6 \cdot 10^{-7}$. Образуется ли осадок этой соли, если смешать равные объемы 0,002 н растворов SrCl_2 и K_2SO_4 ?
157. Произведение растворимости PbCl_2 равно $2,3 \cdot 10^{-4}$. Образуется ли осадок хлорида свинца, если к 0,1 н раствору $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прибавить равный объем 0,4 н раствора поваренной соли?
158. Вычислить произведение растворимости PbBr_2 при 25°C , если растворимость этой соли при данной температуре равна $1,32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

159. В 500 мл воды при 18°C растворяется 0,0165 г Ag_2CrO_4 . Чему равно произведение растворимостей этой соли ?
160. Для растворения 1 г PbI_2 при 18°C требуется 1470 мл воды. Чему равно произведение растворимости этой соли ?
161. Найти массу серебра находящегося в виде ионов в 1л насыщенного раствора AgBr .
162. Произведение растворимости сульфата серебра Ag_2SO_4 равно $7 \cdot 10^{-5}$. Найдите растворимость соли и выразите ее в моль/л и г/л.
163. Исходя из произведения растворимости карбоната кальция, найти массу CaCO_3 , содержащуюся в 100 мл его насыщенного раствора.
164. В каком объеме насыщенного раствора Ag_2S содержится 1 мг растворенной соли?
165. Написать молекулярно-ионное уравнение реакции гидролиза солей Na_2S и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Определить реакцию среды (кислая нейтральная, или щелочная).
166. Определить pH (> 7 , < 7 , ≈ 7) раствора гидролизующихся солей: а) K_2CO_3 ; б) CuSO_4 ; в) Na_3PO_4 .
167. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 М раствору AgNO_3 добавить равный объем 1 н раствора H_2SO_4 ?
168. Во сколько раз растворимость (в моль/л) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в воде больше растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при 25°C?
169. Произведения растворимости солей AgBrO_3 и Ag_2SO_4 равны соответственно $5,5 \cdot 10^{-5}$ и $2,0 \cdot 10^{-5}$. Вычислите растворимость солей в моль/л.
170. Произведения растворимости солей NiC_2O_4 и Na_3AlF_6 одинаковы ($4,0 \cdot 10^{-10}$). Будет ли одинаковой растворимость в моль/л этих солей?
171. Растворимость AgNO_2 равна 1,95 г/л. Вычислите значение произведения растворимости соли.
172. Образуется ли осадок хлорида свинца PbCl_2 , если к 0,1 н раствору $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ добавить равный объем 0,4 раствора NaCl ?
173. Растворимость гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при 18°C равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найти произведение растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при данной температуре.
174. Найти произведение растворимости оксалата серебра $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$, если растворимость этой соли равна $3,27 \cdot 10^{-3}$ г/л.
175. Вычислите объем воды, необходимый для полного растворения при 25°C 1 г BaSO_4 .
176. Произведение растворимости CaSO_4 равно $6,1 \cdot 10^{-5}$. Укажите, будет ли выпадать осадок при смешивании равных объемов 0,002 М раствора CaCl_2 и 0,002 М раствора Na_2SO_4 .
177. Написать молекулярно-ионное уравнение реакции гидролиза солей K_2MnO_4 и MgSO_4 . Определить реакцию среды (кислая нейтральная, или щелочная).
178. Определить pH (> 7 , < 7 , ≈ 7) раствора гидролизующихся солей: а) MgCO_3 ; б) NH_4Cl ; в) Na_2SO_4 .
179. Вычислить произведение растворимости бромата серебра, если в 200 мл воды растворяется 0,35 г AgBrO_3 ?

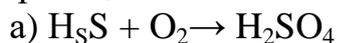
180. Вычислить растворимость хромата серебра Ag_2CrO_4 при 25°C ($\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}=2,0 \cdot 10^{-12}$) и концентрацию ионов серебра в насыщенном растворе этой соли в моль/л и г/л.

Тема V. Окислительно-восстановительные реакции

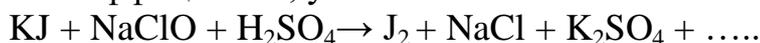
181. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронный баланс. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов (Приложение 4), рассчитайте ЭДС реакции:



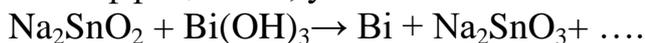
182. Составьте ионно-электронные уравнения и подберите коэффициенты для следующих реакций:



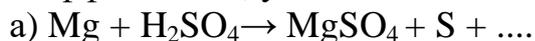
183. Допишите уравнение реакции, составьте ионно-электронные уравнения, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



184. Допишите уравнение реакции, составьте ионно-электронные уравнения, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



185. Допишите уравнение реакции, составьте ионно-электронные уравнения, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



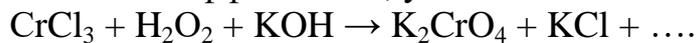
186. Допишите уравнение реакции, составьте ионно-электронные уравнения, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



187. Допишите уравнение реакции, составьте ионно-электронные уравнения, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



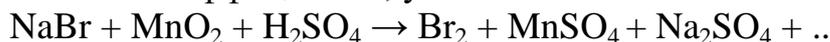
188. Допишите уравнение реакции, составьте ионно-электронные уравнения, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



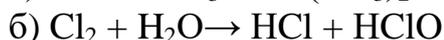
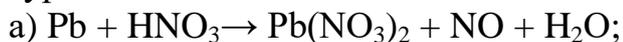
189. Допишите уравнение реакции, составьте ионно-электронные уравнения, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



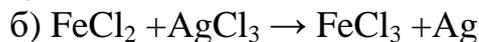
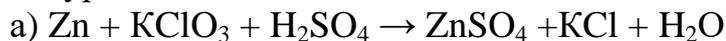
190. Допишите уравнение реакции, составьте ионно-электронные уравнения, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:



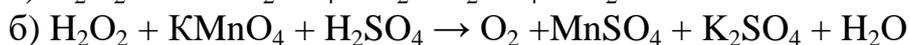
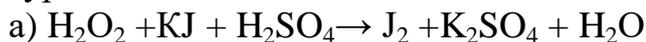
191. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



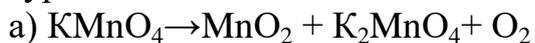
192. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



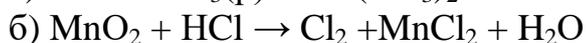
193. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



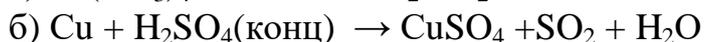
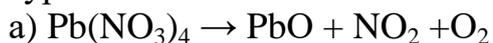
194. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



195. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



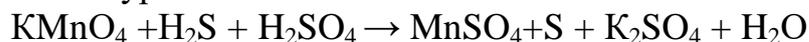
196. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



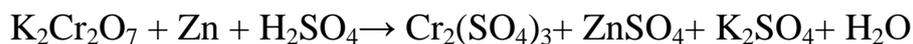
197. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



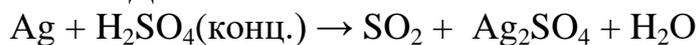
198. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



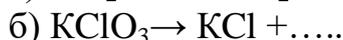
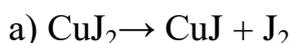
199. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении и, пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов (Приложение 4), рассчитайте ЭДС реакции:



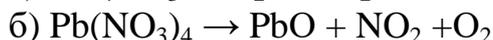
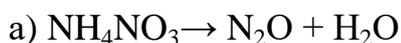
- 200.** Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции и, пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов (Приложение 4), рассчитайте ее ЭДС:



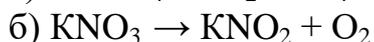
- 201.** Закончите уравнения внутримолекулярного окисления-восстановления. Какой атом или ион выполняет в каждом случае роль окислителя, какой-восстановителя?



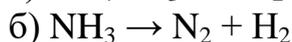
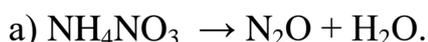
- 202.** Закончите уравнения внутримолекулярного окисления-восстановления. Какой атом или ион выполняет в каждом случае роль окислителя, какой-восстановителя?



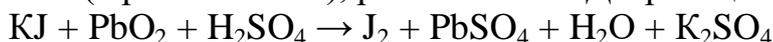
- 203.** Закончите уравнения внутримолекулярного окисления-восстановления. Какой атом или ион выполняет в каждом случае роль окислителя, какой-восстановителя?



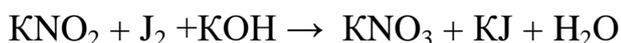
- 204.** Закончите уравнения внутримолекулярного окисления-восстановления. Какой атом или ион выполняет в каждом случае роль окислителя, какой-восстановителя?



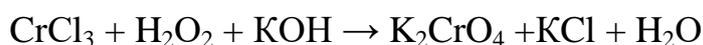
- 205.** Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронные уравнения. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов (Приложение 4), рассчитайте ЭДС реакции:



- 206.** Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронные уравнения. Определите молярную массу эквивалента окислителя:



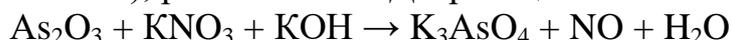
- 207.** Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронные уравнения. Определите молярную массу эквивалента окислителя:



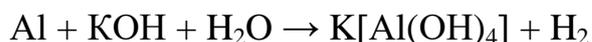
- 208.** Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронные уравнения. Определите молярную массу эквивалента окислителя:



209. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронные уравнения. Определите молярную массу эквивалента окислителя. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов (Приложение 4), рассчитайте ЭДС реакции:



210. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронные уравнения. Определите молярную массу эквивалента окислителя:



Тема VI. Комплексные соединения

211. Приведите названия заряженных ионов и нейтральных соединений, при условии, что они входят в состав комплексных соединений в качестве лигандов: O^{2-} , OH^- , SO_3^{2-} , H_3O^+ , NH_4^+ , H_2O , NH_3 , C_6H_6

212. Сопоставьте названия приведенных ионов и нейтральных соединений с названиями их в качестве лигандов комплексных соединений:

- а) CN^- , б) SO_3^{2-} , в) OH^- , г) S^{2-} , д) бензол C_6H_6 ,
е) H_2O , ж) NH_3 , з) O_2 .

213. Запишите внешнюю и внутреннюю сферу, координационное число и заряд комплексообразователя (центрального иона), а также названия лигандов для следующих комплексных соединений:



214. Определите заряд комплексного иона:

- а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]^?$, если используется Pt (II);
б) $[\text{Cu}_2(\text{SO}_4)(\text{NH}_3)_4]^?$, если используется Cu(II);
в) $[\text{Pb}(\text{OH})_6]^?$, если используется Pb (IV);
г) $(\text{NH}_4)_3[\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_4)_3]$, если лиганд имеет заряд -2.

215. Анионным, катионным или нейтральным будет комплекс, образованный катионами металлов со степенью окисления +2:



216. Координационное число комплексообразователя кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений общего состава:

- а) $\text{CoBr}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; б) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$; в) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

217. Расставьте коэффициенты и назовите соединения:



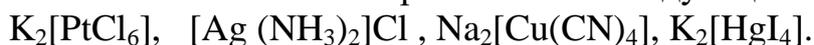
218. Назовите комплексные соединения:

- а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\text{Br}_2$, б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{SO}_4$,
в) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, г) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PdCl}_4]$,
д) $[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_3$.

219. Назовите комплексные соединения:

- а) $(\text{NH}_3)_3[\text{RhCl}_6]$, б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{NCS})_6]$,
г) $(\text{NH}_3)_2[\text{HgCl}_4]$, д) $\text{Na}[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$.

220. Определите, чему равен заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях:



Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений в водных растворах.

221. Определите, изменится ли заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях, если мы заменим имеющиеся лиганды на другие:

- а) $[PtCl_6]^{2-}$ - заменим хлорид-ионы на роданид-ионы,
- б) $[Ag(NH_3)_2]^+$ - заменим молекулы аммиака на хлорид-ионы,
- в) $[Co(CN)_4]^{2-}$ - заменим роданид-ионы на молекулы воды,
- г) $K_2[HgI_4]$ - заменим иодид-ионы на хлорид-ионы.

Напишите уравнения диссоциации всех (приведенных и вновь образованных) комплексных соединений в водных растворах.

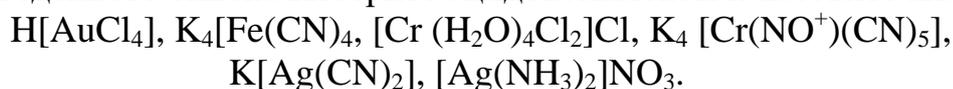
222. Приведите название комплексного соединения $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$.

Будет ли среди продуктов реакции осадок при добавлении к раствору комплексной соли крупинок нитрата серебра? О чем это свидетельствует? Запишите уравнение реакции.

223. Гидроксид меди (II) образуется при взаимодействии растворимой соли меди (II) со щелочами. Будет ли образовавшийся гидроксид меди растворяться в избытке раствора аммиака? Напишите уравнения соответствующих реакций

224. Какие комплексные соединения называют ацидокомплексами?

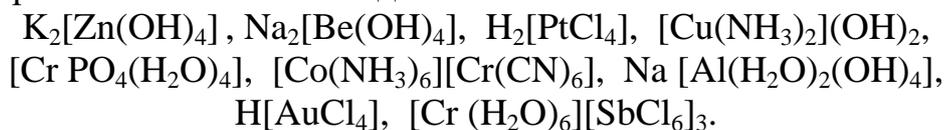
Из приведенного списка выберите ацидокомплексы и назовите их.



Запишите константы нестойкости комплексного иона для выбранных соединений.

225. Выберите из приведенных комплексных соединений:

- а) комплексные кислоты
- б) комплексные гидроксиды,
- в) бинарные комплексные соединения. Назовите их.



226. Составьте формулу комплексного соединения по следующим данным:

- а) комплексообразователь - ион кобальта (III), б) лиганды - F^- , в) координационное число - 6, г) внешняя сфера представлена ионами калия.

Укажите заряд комплексного иона, назовите образованное соединение, запишите схемы всех ступеней диссоциации комплексного соединения. В чем отличие диссоциации на внешнюю и внутреннюю сферу и диссоциации внутренней сферы?

227. Составьте формулы комплексных соединений по их названию:

гексафторокобальтат(III) натрия, дихлоротетрааквахром (II), трихлорид аквапентаамминкобальта (III), тетрахлороаурат (III) водорода, гидроксид дибромтетраамминхрома (III).

228. Напишите формулы комплексных соединений по приведенным сведениям:

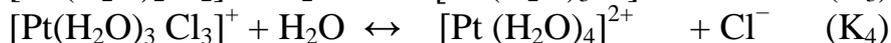
а) внешняя координационная сфера представлена двумя катионами стронция, во внутренней координационной сфере катион кадмия и гидроксильные ионы;

б) внутренняя сфера этого комплекса состоит из двух оксалат-ионов $C_2O_4^{2-}$ и двух молекул воды, внешняя сфера представлена одним катионом калия. Определите степень окисления хрома как комплексообразователя.

229. Оксид серебра (I) и гидроксид серебра образуют осадок (незначительно растворяются) в воде, но при добавлении раствора аммиака осадок исчезает. Что при этом образуется в растворе? Напишите соответствующее уравнение реакции. От чего зависит прочность образовавшегося соединения?

230. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и последующего перевода его в аммиачное комплексное соединение при добавлении раствора аммиака. Исходное соединение меди выберите самостоятельно, используя таблицу растворимости солей.

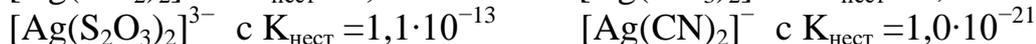
231. В водном растворе $K_2[PtCl_4]$ присутствуют в различных соотношениях все комплексы, участвующие в равновесиях:



Каждое из этих равновесий характеризуется своей ступенчатой константой нестойкости. Расположите ступенчатые константы нестойкости в порядке их возрастания. Как определить общую константу устойчивости, исходя из приведенных схем?

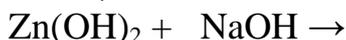
232. В двух различных пробирках находятся соединения различного типа: в одной - двойная соль $NH_4 Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, а в другой - комплексная соль $K_3[Fe(CN)_6]$. Какими способами можно доказать, в какой из пробирок какое соединение находится? Подтвердите это уравнениями реакций.

233. В каком из растворов будет наименьшее число свободных ионов серебра, если в каждой из пробирок будет равная концентрация комплексных ионов серебра и известны константы нестойкости этих комплексных соединений:



234. Какова природа химической связи в комплексных соединениях между внешней и внутренней сферами, а также во внутренней сфере между центральным ионом и лигандами? Поясните на примере $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$.

235. Малорастворимые соли или гидроксиды металлов, имеющих амфотерные оксиды, часто растворяются в растворах щелочей с образованием гидроксокомплексов. Допишите уравнения реакций и назовите полученные комплексные соединения:





- 236.** Выпадет ли осадок галогенида серебра при прибавлении к 1 л 0,1 М раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащего 1 моль аммиака, 1 л $1 \cdot 10^{-5}$ моль KI? (Из константы нестойкости определите концентрацию ионов серебра. Затем подставьте эту концентрацию в произведение растворимости иодида серебра. $K_{\text{нест}} = 6,8 \cdot 10^{-8}$, $\text{IP}_{\text{AgI}} = 8,3 \cdot 10^{-17}$).
- 237.** Из раствора комплексной соли общей формулы $\text{PtCl}_6 \cdot 6\text{NH}_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор в виде хлорида серебра, а из раствора соли $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ - только 1/4 часть входящего в ее состав хлора. Написать уточненные формулы и координационное число платины в каждой из них.
- 238.** В одной пробирке находится раствор с осадком хлорида серебра, в другой пробирке - раствор с осадком гидроксида меди. Какие соединения образуются и в первой и во второй пробирке при добавлении раствора аммиака, если осадки растворяются: в первом случае раствор становится бесцветным, а во втором - ярко синим. Напишите соответствующие реакции и выражения для констант неустойчивости комплексных ионов образующихся соединений.
- 239.** Как на практике отличить растворы двух комплексных солей с одинаковым составом внутренней координационной сферы, если они отличаются лишь составом внешней координационной сферы: в первом - это сульфат-ионы, во втором - хлорид-ионы?
- 240.** Существует классификация комплексных соединений по типу используемых лигандов. Приведите по два примера
а) аквакомплексов, б) аммиакатов, в) гидроксокомплексов,
г) ацидокомплексов.
Назовите их по международной номенклатуре.

Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю)

1. Общая и аналитическая химия : [учеб-метод. материалы к изучению дисциплины для ...19.03.04.01.01 Технология организации ресторанного дела] / Л.В Наймушина ; Сиб. федерал. ун-т, Ин-т торговли и сферы услуг. - Красноярск : СФУ, 2021. - Б. ц. - Текст : электронный. Режим доступа: <https://e.sfu-kras.ru/course/view.php?id=33314>

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная литература

1. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / Павлов Н. Н. - 4-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 496 с. - ISBN 978-5-8114-8579-6 : Б. ц. - Текст : непосредственный.
2. Бугерко, Л. Н. Общая и неорганическая химия / Бугерко Л. Н., Кожухова Т. Ю., Сирик С. М. - Кемерово : КемГУ, 2018. - 173 с. - ISBN 978-5-8353-2176-6 : Б. ц. - Текст : непосредственный.

Дополнительная литература

1. Ахметов, Наиль Сибгатович. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. - Изд. 8-е, стер. - Санкт-Петербург ; Москва ; Краснодар : Лань, 2014. - 743 с. : рис. - Библиогр.: с. 727; Предм. указ.: с. 728-736. - ISBN 978-5-8114-1710-0 (в пер.) : 775.50 р. - Текст : непосредственный.
2. Евдокимова, В. П. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / Евдокимова В. П. - Архангельск : САФУ, 2018. - 90 с. - ISBN 978-5-261-01319-8 : Б. ц. - Текст : непосредственный.

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)

1. Справочные материалы по химии [электронный ресурс] – Режим доступа: hemi/nsu.ru
2. Сайт «Академик: химическая энциклопедия» [Электронный ресурс] - Режим доступа: http://dic.academic.ru/contents.nsf/enc_chemistry/
3. Электронно-библиотечная система Издательства «Лань» [Электронный ресурс]: база данных содержит коллекцию книг, журналов и ВКР. – Санкт-Петербург, [2011]. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/>
4. - Электронно-библиотечная система ZNANIUM.COM (ИНФРА-М) [Электронный ресурс]: база данных содержит учебные и научные издания. – Москва, [2011]. – Режим доступа: <http://www.znanium.com/>

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Относительная электроотрицательность атомов

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
H 2,1									
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0			
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0			
K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,3	Ti 1,3	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,6	Fe 1,6	Co 1,7	Ni 1,8
	Zn 1,6	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,4	Br 2,8			
Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,3	Zr 1,5	Nb 1,7	Mo 2,16	Tc -	Ru 2,0	Rh 2,1	Pd 2,1
Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6			
Cs 0,86	Ba 0,9	La 1,2	Hf 1,4		W 2,36		Os 2,1	Ir 2,1	Pt 2,1
	Hg 1,8		Pb 1,6	Bi 1,8	Po 2,3	At 2,2			
Fr 0,7	Ra 0,9								

Константы диссоциации K_d слабых электролитов при 25 °С

№	Слабый электролит	Уравнение диссоциации	K_d
1.	Азотистая кислота	$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,0 \cdot 10^{-4}$
2.	Аммония гидроксид	$\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$
3	Вода	$\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$
4	Муравьиная кислота	$\text{HCOOH} = \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
5	Сернистая кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$ $\text{HSO}_3^- = \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$1,2 \cdot 10^{-2}$ $1,0 \cdot 10^{-7}$
6	Сероводородная кислота	$\text{H}_2\text{S} = \text{H}^+ + \text{HS}^-$ $\text{HS}^- = \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,08 \cdot 10^{-7}$ $1,3 \cdot 10^{-13}$
7.	Селенистоводородная	$\text{H}_2\text{Se} = \text{H}^+ + \text{HSe}^-$ $\text{HSe}^- = \text{H}^+ + \text{Se}^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-4}$ $1,0 \cdot 10^{-11}$
8.	Теллуристоводородная	$\text{H}_2\text{Te} = \text{H}^+ + \text{HTe}^-$ $\text{HTe}^- = \text{H}^+ + \text{Te}^{2-}$	$2,3 \cdot 10^{-3}$ $1,0 \cdot 10^{-11}$
7	Угольная кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- = \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4,31 \cdot 10^{-7}$ $5,6 \cdot 10^{-11}$
8	Уксусная кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$1,86 \cdot 10^{-5}$
9	Фосфорная кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} = \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $2,2 \cdot 10^{-13}$
10	Фенол	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} = \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1,0 \cdot 10^{-10}$
11	Фтороводородная кислота	$\text{HF} = \text{H}^+ + \text{F}^-$	$7,0 \cdot 10^{-4}$
12	Циановодородная кислота	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$7,9 \cdot 10^{-10}$
13	Щавелевая кислота	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{H}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$ $\text{HC}_2\text{O}_4^- = \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$5,4 \cdot 10^{-2}$ $5,4 \cdot 10^{-5}$

**Произведение растворимости (ПР)
некоторых малорастворимых в воде соединений (при 25 °С)**

Вещество	ПР	Вещество	ПР
I. Соединения серебра		IV. Соединения свинца	
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$2,0 \cdot 10^{-5}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	V. Соединения железа, меди, кобальта, никеля	
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$		
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$		
II. Соединения алюминия, бария		FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
		FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Al(OH) ₃	$5,7 \cdot 10^{-32}$	Fe(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-28}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$
Ba ₃ (AsO ₄) ₂	$7,8 \cdot 10^{-51}$	CuCN	$3,2 \cdot 10^{-20}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-22}$
III. Соединения кальция		Co(OH) ₂ свежий	$2,0 \cdot 10^{-15}$
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-6}$	Co(OH) ₂ старый	$2,0 \cdot 10^{-16}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-29}$	Ni(OH) ₂ свежий	$2,0 \cdot 10^{-15}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	Ni(OH) ₂ старый	$6,3 \cdot 10^{-18}$
CaCO ₃	$5,0 \cdot 10^{-9}$	NiS	$9,3 \cdot 10^{-22}$

**Стандартные электродные потенциалы φ°
в водных растворах при 25°C**

Элемент	Электронный процесс	φ° , В
Ag	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	1,66
	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
As	$\text{As}^{+5} + 2e = \text{As}^{+3}$	0,559
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e = \text{Bi}$	0,21
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,90
Br	$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$	1,05
	$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
	$2\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Br}^- + 12\text{OH}^-$	1,45
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	1,36
	$2\text{HOCl} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,63
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
Co	$\text{Co}^{3+} + e = \text{Co}^{2+}$	1,84
	$\text{Co} + 3e = \text{Co}$	0,33
	$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,28
Cr	$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0,91
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,2
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,337
	$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	0,153
	$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	0,521
F	$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	0,771
	$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,036
	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,440
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
H	$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0,00
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	1,77
I	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	0,536
	$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4e = \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,14
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,14
	$\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,26
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08

K	$K^+ + e = K$	-2,93
Li	$Li^+ + e = Li$	-3,08
Mg	$Mg^{2+} + 2e = Mg$	-2,37
Mn	$Mn^{2+} + e = Mn$	-1,19
	$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
	$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e = MnO_2 + 4OH^-$	0,6
	$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	0,56
	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	1,69
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	0,60
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
N	$NO_3^- + 3H^+ + 2e = HNO_2 + H_2O$	0,94
	$NO_3^- + H_2O + 2e = NO_2^- + 2OH^-$	0,01
	$NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 + H_2O$	0,80
	$NO_3^- + H_2O + e = NO_2 + 2OH^-$	-0,86
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$	0,96
	$NO_3^- + 2H_2O + 3e = NO + 4OH^-$	-0,14
	$2NO_3^- + 12H^+ + 10e = N_2 + 6H_2O$	1,24
	$NO_3^- + 10H^+ + 8e = NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
Ni	$Ni^{2+} + 2e = Ni$	-0,23
O	$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$	1,229
	$O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$	0,401
	$O_2 + 2H^+ + 2e = H_2O_2$	0,682
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O$	1,77
	$O_3 + 2H^+ + 2e = O_2 + H_2O$	2,07
	$O_3 + H_2O + 2e = O_2 + 2OH^-$	1,24
Pb	$Pb^{2+} + 2e = Pb$	-0,126
	$PbO_2 + 4H^+ + 2e = Pb^{2+} + 2H_2O$	1,46
S	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = H_2SO_3 + H_2O$	0,17
	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e = S + 4H_2O$	0,36
	$SO_4^{2-} + 4H_2O + 6e = S + 8OH^-$	-0,75
Sn	$Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$	0,15
	$Sn^{2+} + 2e = Sn$	-0,14
Zn	$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e = Zn + 4OH^-$	-1,22
	$Zn^{2+} + 2e = Zn$	-0,763

**Константы нестойкости некоторых комплексных ионов
в водных растворах при 25 °С**

	Схема диссоциации комплексного иона	K_H (константа нестойкости)
Ag	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
	$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
	$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_4]^- \leftrightarrow \text{Au}^{3+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-56}$
	$[\text{AuCl}_4]^- \leftrightarrow \text{Au}^{3+} + 4\text{Cl}^-$	$5,0 \cdot 10^{-22}$
Bi	$[\text{BiI}_4]^- \leftrightarrow \text{Bi}^{3+} + 4\text{I}^-$	$1,1 \cdot 10^{-15}$
Hg	$[\text{HgCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
	$[\text{HgBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
	$[\text{HgI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
Cd	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$7,6 \cdot 10^{-8}$
	$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{CN}^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
Cu	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \leftrightarrow \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
Ni	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
Co	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$8,3 \cdot 10^{-20}$
Fe	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,3 \cdot 10^{-44}$
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3+} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,3 \cdot 10^{-37}$
Pb	$[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$1,2 \cdot 10^{-14}$
Sn	$[\text{Sn}(\text{OH})_3]^- \leftrightarrow \text{Sn}^{2+} + 3\text{OH}^-$	$1,1 \cdot 10^{-12}$
	$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} \leftrightarrow \text{Sn}^{4+} + 6\text{OH}^-$	$1,1 \cdot 10^{-63}$
Zn	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$2,3 \cdot 10^{-17}$
Pt	$[\text{PtCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pt}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
	$[\text{PtBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pt}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$3,1 \cdot 10^{-21}$

**Латинские корни некоторых элементов и их звучание
в анионном комплексе в качестве комплексообразователя**

Русское название	Латинское	Символ	В анионе комплексной соли
Азот	Nitrogenium	N	-
Водород	Hydrogenium	H	-
Железо	Ferrum	Fe	феррат
Золото	Aurum	Au	аурат
Кадмий	Cadmium	Cd	кадмат
Кислород	Oxygenium	O	-
Кремний	Silicium	Si	силикат
Магний	Magnesium	Mg	-
Марганец	Manganum	Mn	манганат
Медь	Cuprum	Cu	купрат
Мышьяк	Arsenicum	As	арсенат
Никель	Niccolum	Ni	никколат
Олово	Stannum	Sn	станнат
Родий	Rodium	Rh	родат
Ртуть	Mercurius	Hg	меркурат
Свинец	Plumbum	Pb	плюмбат
Сера	Sulfur	S	сульфат
Серебро	Argentum	Ag	аргентат
Стронций	Strontium	Sr	-
Сурьма	Stibium	Sb	стибат
Углерод	Carboneum	C	карбонат
Фосфор	Phosphorus	P	фосфорат
Фтор	Fluorum	F	-