

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
 «ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

**ЛАБОРАТОРНЫЙ**

**ПРАКТИКУМ**

**ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

**В.В. ДЕМЬЯН, И.Ю. ЖУКОВА**

**Часть 1. Теоретические основы химии**

УДК 546 (076.5)

ББК 24.1

Л 12

**Рецензенты:** д-р техн. наук, профессор Балакай В.И., Южно-Российский государственный технический университет;

к.т.н., доцент Ильин В.Б., Донской государственный аграрный университет.

**Составители:** Демьян В.В., Жукова И.Ю.

.

Л 12 Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Под ред. В.В. Демьян – 2017.

В пособии приведены лабораторные работы по основным разделам общей и неорганической химии. В каждой работе приведены описания выполнения лабораторных работ и контрольные задания. Пособие является частью учебно-методического комплекса кафедры технологии электрохимических производств, высокомолекулярных соединений и защиты от коррозии Донского технического университета предназначено для подготовки бакалавров по направлению 240100 «Химическая технология». Практикум имеет целью ознакомить вчерашних школьников с основными методами проведения лабораторных работ, где студенты-первокурсники своими руками должны выполнить достаточно простые химические эксперименты.

Содержание практикума базируется на современных представлениях о строении вещества, Периодическом законе Д.И. Менделеева, а также на важнейших общих закономерностях протекания химических процессов.

УДК 546 (076.5)

ББК24.1

© 2017

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение 5

Лабораторное оборудование и общие правила работы в химической лаборатории 6

Часть 1.Теоретические основы химии 22

Лабораторная работа № 1. Определение молярной массы эквивалента металла 22

Лабораторная работа № 2. Классы неорганических соединений 26

Лабораторная работа № 3. Химические превращения веществ 30

Лабораторная работа № 4. Определение теплового эффекта реакции 36

Лабораторная работа № 5. Кинетика химических реакций и катализ 40

Лабораторная работа № 6. Химическое равновесие 47

Лабораторная работа№ 7. Приготовление растворов и определение их концентрации 52

Лабораторная работа № 8. Ионное равновесие в растворах кислот и оснований 55

Лабораторная работа № 9. Гидролиз солей 59

Лабораторная работа № 10. Комплексные соединения 64

Лабораторная работа № 11. Реакции ионного обмена 69

Лабораторная работа № 12. Окислительно-восстановительные реакции 72

Лабораторная работа № 13. Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева 76

Лабораторная работа№ 14. Химическая связь и структура молекул 84

Приложение ………………………………………………………………………..........91

Таблица растворимости………………………………………………………………91

Периодическая таблица Д.И. Менделеева ………………………………………....92

Относительные электроотрицательности элементов …………………………..... 93

Константы диссоциации кислот……………………………………………………...94

Константы диссоциации неорганических оснований………………………………96

Название кислот и кислотных остатков …………………………………………….97

Термодинамические константы …………………………………………………......99

Произведение растворимости ………………………………………………………100

**ВВЕДЕНИЕ**

В соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта, химический лабораторный практикум является обязательной частью учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия», которую изучают студенты химических и общетехнических направлений и специальностей технических университетов.

При выполнении лабораторного эксперимента студентами химических специальностей основное внимание должно быть уделено познавательному значению каждого опыта, умению наблюдать самые тонкие особенности реакций и делать по ним правильные выводы об основных закономерностях протекания химических реакций и о свойствах соединений.

Лабораторные занятия при изучении химии в вузе преследуют две основные цели:

• подтверждение экспериментом теоретических положений и законов;

• обучение навыкам проведения лабораторных работ, при выполнении которых студенты осваивают технику обращения с химическими реактивами и приспособлениями, приемы проведения химических операций, методы обработки опытных данных, учатся сопоставлять и анализировать результаты опытов и делать выводы.

Лабораторная работа не обязательно должна проводиться после лекции. Опыт показывает, что лабораторное занятие до лекции по этой теме сопровождается большей самостоятельностью студентов и поэтому проходит более активно.

Классический лабораторный практикум по химии носит в основном иллюстративный характер: в лабораторных опытах студенты находят подтверждение тех закономерностей, которые изучают на лекциях и на практических занятиях. В данном практикуме в каждую работу внесены дополнения и изменения, повышающие их познавательный уровень.

В химии используется неоднозначная символика, что в наше время недопустимо в связи с вхождением России в международное образова-тельное пространство, расширением международных контактов, разра-боткой унифицированных систем контроля знаний, использованием тестирования и т.д. В данном пособии мы используем такую символику и терминологию, которая рекомендуется ИЮПАК или широко применяется в изданных большими тиражами учебниках и учебных пособиях отечественных и зарубежных авторов.

После описания каждой работы в пособии приводится перечень во-просов для проверки знаний, умений и навыков студентов, приобретаемых при подготовке к занятиям и при выполнении работ. Эти вопросы можно использовать при собеседовании со студентами в целях контроля и активизации их работы.

# ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Лабораторные работы являются одной из важных составных частей курса химии. Для их выполнения студенту, бывшему школьнику, впервые приступившему к самостоятельной работе в химической лаборатории, необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, измерительными приборами, а также с техникой проведения и безопасности основных лабораторных операций. Неаккуратность, невнимательность, недостаточное знакомство с приборами, веществами и пренебрежение к технике безопасности могут повлечь за собой несчастные случаи.

В настоящее время химические лаборатории могут быть оснащены самым разнообразным оборудованием. В практикуме описано только то лабораторное оборудование, те приборы и приемы работы, которые используются при выполнении предлагаемых в нем работ.

1. ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

Для проведения опытов в химических лабораториях применяют посуду, изготовленную из тонкостенного или толстостенного стекла. Она должна быть инертна к химическому воздействию, устойчива к изменениям температуры. При проведении реакций при повышенных температурах используют посуду, изготовленную измолибденового (до 400 оС), пирексного (до 600 оС) или кварцевого (до 1500 оС) стекла.

Химическая посуда, применяемая в лаборатории, может быть условно разделена на ряд групп: общего назначения, мерная, специального назначения.

*1.1. Посуда общего назначения*

К группе общего назначения относятся пробирки, воронки, стаканы, колбы (рис. 1).

*Пробирки* предназначены для проведения лабораторных работ и представляют собой сосуды цилиндрической формы с закругленным дном.

*Воронки* предназначены для переливания жидкостей и фильтрования.

*Лабораторные стаканы* представляют собой тонкостенные цилиндры различной емкости.

*Колбы* предназначены для проведения различных препаративных и аналитических работ. Они бывают круглодонные, плоскодонные, конические.



Рис. 1. Стеклянная посуда общего назначения:

а) пробирки; б) воронки; в) стаканы; г) колбы

*1.2. Мерная посуда*

К этой группе относится посуда, употребляемая для грубого измерения объемов – цилиндры, мензурки, а также посуда для точного измерения определенных объемов – мерные колбы, пипетки, бюретки (рис. 2).

*Мерные цилиндры* – сосуды цилиндрической формы с нанесенными на стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах.

*Мензурки* – сосуды конической формы, на наружной поверхности которых, как и у мерных цилиндров, нанесены деления в миллилитрах.

*Колбы мерные* служат для приготовления растворов точной концентрации. Они имеют плоское дно и длинное узкое горло, на котором нанесена метка, указывающая уровень жидкости, при котором объем ее будет соответствовать указанному на колбе.



Рис. 2. Мерная химическая посуда из стекла:

а) пипетки; б) цилиндры; в) мензурки;

г) бюретки; д) мерные колбы

*Пипетки* предназначены для точного отмеривания определенного объема жидкости и представляют собой тонкую стеклянную трубку с оттянутым концом. На верхней части пипетки нанесена метка, соответствующая уровню жидкости, при котором объем ее будет соответствовать указанному на пипетке. Пипетки, рассчитанные на объем 5–100 мл*,* имеют посредине расширение.

*Бюретки* применяют для отмеривания точных объемов жидкостей. Они представляют собой стеклянные трубки с нанесенными на них делениями. С их помощью можно измерять объемы жидкостей с точностью до 0,05 мл, а в микробюретках – до 0,005 мл.

*1.3. Посуда специального назначения*

К группе специального назначения относятся эксикаторы, капельницы, бюксы (рис. 3).

*Эксикаторы* применяют в лабораторной практике для высушивания и хранения веществ*,* легко поглощающих влагу из воздуха.



Рис. 3. Посуда специального назначения:

а) капельницы; б) бюксы; в) эксикаторы

*Капельницы* предназначены для дозировки жидкостей, например, индикаторов. Они бывают с баллоном, с колпачком, с клювом.

*Бюксы* предназначены для взвешивания и хранения веществ.

*1.4. Посуда из фарфора*

Фарфоровые изделия по сравнению со стеклянными характеризуются большей химической и термической стойкостью. К ним можно отнести тигли, стаканы, чашки для выпаривания, ступки с пестиками, ложки, воронки Бюхнера (рис. 4).

*Тигли* применяют для сушки и прокаливания твердых веществ.

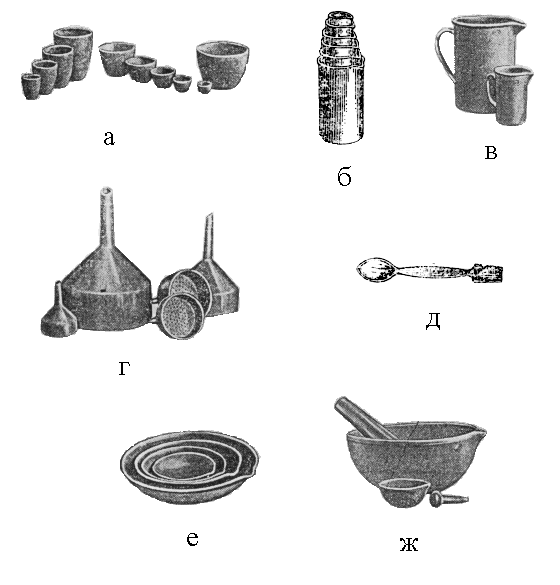


Рис. 4. Посуда из фарфора:

а) тигли; б) стаканы; в) кружки; г) воронки Бюхнера;

д) ложка; е) чашки; ж) ступки с пестиками.

*Стаканы* применяют для растворения, перемешивания и нагревания жидкостей.

*Кружки* с ручками и с носиком используют для разливки и приготовления растворов кислот, щелочей.

*Чашки* применяют для выпаривания жидкости до сухого остатка.

*Ступки с пестиками* используют для тонкого измельчения небольшого количества твердого вещества или тщательного перемешивания нескольких твердых порошкообразных веществ.

*Ложки* служат для отбора веществ при взвешивании, для снятия осадков с фильтров.

*Воронки Бюхнера* применяют при фильтровании растворов в горячем или холодном состоянии с применением вакуума.

**2. ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ**

*2.1 Нагревательные приборы*

К числу нагревательных приборов, используемых при выполнении лабораторных работ в данном практикуме, относятся газовые горелки, электрические плитки, сушильные шкафы, муфельные печи, бани (рис. 5).

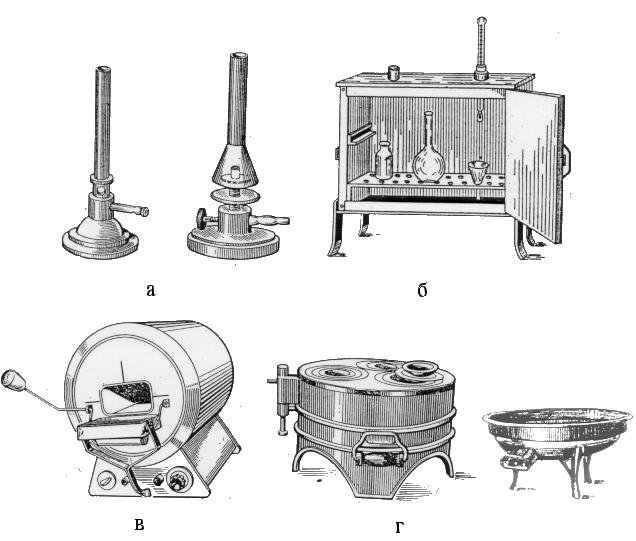


Рис. 5. Нагревательные приборы: а) горелки;

б) сушильный шкаф; в) муфельная печь; г) бани

*Газовые горелки* применяют двух типов – Бунзена и Теклю. Последняя наиболее удобна в обращении. Ее конструкция позволяет регулировать поток воздуха и газа. Подачу газа регулируют винтом, а воздуха – диском. При закрытом диске получают коптящее пламя. Отворачивая диск, увеличивают приток воздуха и получают голубоватое, прозрачное и несветящееся пламя. Горелки Бунзена имеют регулировочную муфту с отверстием. Поворачивая ее, можно закрыть или открыть отверстие, имеющееся в нижней части горелки, и тем самым регулировать приток воздуха.

*Электрические плитки* применяют двух типов: c открытым или закрытым нагревательным элементом. Плитки с открытым элементом – спиралью – используют тогда, когда отсутствует опасность попадания на него нагреваемого вещества.

*Сушильные шкафы* предназначены для высушивания посуды и реактивов при температуре не более 150оС.

*Муфельные печи* используют для прокаливания твердых веществ, сплавления и других работ, требующих применения высоких температур (500оС и более).

*Водяные бани* используют для нагреваниия до 100оС. Они представляют собой металлический сосуд, который закрывается сверху концентрическими, налегающими одно на другое кольцами. Для получения более высоких температур в баню заливают жидкости с большей температурой кипения (глицерин, парафин).

*Песчаная баня* может быть использована для нагревания до 200– 300оС. Нагревание песка производят пламенем газовой горелки или электроплиткой.

*Термостаты* предназначены для автоматического поддержания постоянной температуры при проведении опытов.

*2.2. Электрические и электроизмерительные приборы*

*Мультиметры* используют для измерения напряжения, сопротивления, силы тока. При замере той или иной физической величины необходимо следить за тем, чтобызначение измеряемой величины не выходило за указанный на шкале диапазон. При измерении постоянного напряжения и силы тока необходимо соблюдать полярность подключения.

*Выпрямитель* является источником постоянного напряжения и позволяет ступенчато или плавно изменять его. При подключении нагрузки необходимо соблюдать полярность.

*рН–метры* предназначены для определения рН растворов. Измерение основано на определении ЭДС электрохимической цепи, составленной из хлорсеребрянного и стеклянного электродов, опущенных в исследуемый раствор. ЭДС цепи выводится на шкалу прибора в виде численных значений рН данного раствора. Так как рН–метры бывают различных модификаций, правила работы описаны в прилагаемой к конкретному прибору инструкции.

**3. ОСНОВНЫЕ ПРИЕМЫ РАБОТЫ  
В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ**

*3.1. Взвешивание*

При взвешивании могут использоваться технохимические, аналитические и микровесы. Основное отличие этих весов состоит в точности взвешивания.

Технические весы позволяют производить взвешивание с нагрузкой до десятка килограммов, технохимические с нагрузкой до 1 килограмма. Погрешность взвешивания на таких весах составляет ± 0,01г. Аналитические весы различной конструкции имеют предельную нагрузку от 20 до 200г, а погрешность взвешивания на них составляет ± 0,0001г. К аналитическим весам прилагается набор гирь – разновес. Масса гирь в разновесе (от 1 до 100г) обозначена цифрами на каждой гирьке. Гири одного номинала различают по точке, выбитой рядом с цифрой.

ВЛА-200г-М – аналитические демпферные весы с предельно допустимой нагрузкой 200г представлены на рисунке 6. Весы смонтированы

на базисной доске 10 и помещены в корпус для защиты от пыли и колебаний

воздуха. Установочные винты 7 позволяют установить базисную доску строго горизонтально.



Рис. 6. Общий вид и основные узлы весов ВЛА-200г-М

1 – миллиграммовая гиря – «колечко» (показана только одна); 2 – большой

лимб; 3 – малый лимб; 4 – стрелка весов; 5 – экран; 6 – чашки весов;

7 –установочные винты; 8 – регулировочная ручка; 9 – арретир; 10 – базисная

доска; 11 – демпферы; 12 – дверца; 13 – коромысло.

Аналитические весы смонтированы в специальном стеклянном шкафчике с открывающимися боковыми дверцами. Аналитические весы являются очень чувствительным прибором, поэтому, чтобы избежать случайных сотрясений, их устанавливают в специальной комнате на тяжёлом мраморном столе или на кронштейнах, вмонтированных в капитальную стену. Аналитические весы требуют очень аккуратного обращения. Работать на них можно только в присутствии преподавателя.

Взвешивание на технохимических весах производят в следующем порядке.

1. Перед взвешиванием на аналитических весах навеску предварительно взвешивают на технохимических.

2. Включают весы и проверяют установку нулевого деления по световой шкале. В случае отклонения от нулевого деления производят установку нуля регулировочным винтом.

3. Навеску кладут на левую чашку весов. На правую чашку при необходимости кладут разновесы. **Все указанные операции производятся при отключённых весах.**

4. При помощи нимбов навешивают гири, периодически включая весы и проверяя показания световой шкалы.

5. После того как показания световой шкалы установятся на определённом значении, снимают показания весов. Число граммов снимают по разновесам, десятые и сотые доли снимают по показаниям нимбов, тысячные и десятитысячные доли граммов снимают по показаниям световой шкалы.

Например, на правой чашке весов находятся разновесы общей массой 5г. Большой нимб имеет значение 3, малый 2. Световая шкала установилась на значении +2,4. Следовательно, масса навески составляет 5,3224г. Если световая шкала установилась на отрицательном значении, то из показаний нимбов необходимо вычесть указанное значение. Например, в рассмотренном выше примере, если световая шкала установилась на значении –2,4, то масса навески составляет 5,3176г.

В последнее время всё большее распространение получают электронные технические и аналитические весы различных конструкций. Несмотря на большую стоимость, они постепенно вытесняют механические весы, поскольку процедура взвешивания на них значительно проще и благодаря этому достигается большая производительность труда.

*3.2. Фильтрование*

Фильтрование применяют для разделения твердой и жидкой фаз системы. В качестве фильтрующего материала используют бумагу, ткань, стекло различной пористости. Наименее плотные фильтры – быстро фильтрующие – предназначены для аморфных осадков. Фильтры средней плотности предназначены для кристаллических осадков, а наиболее плотные – для мелкокристаллических осадков. Для фильтрования наиболее часто используют простые и складчатые бумажные фильтры. У складчатого фильтра больше фильтрующая поверхность. Размер фильтра должен быть таков, чтобы верхний край его не доходил до края стеклянной воронки на 3–5 мм.

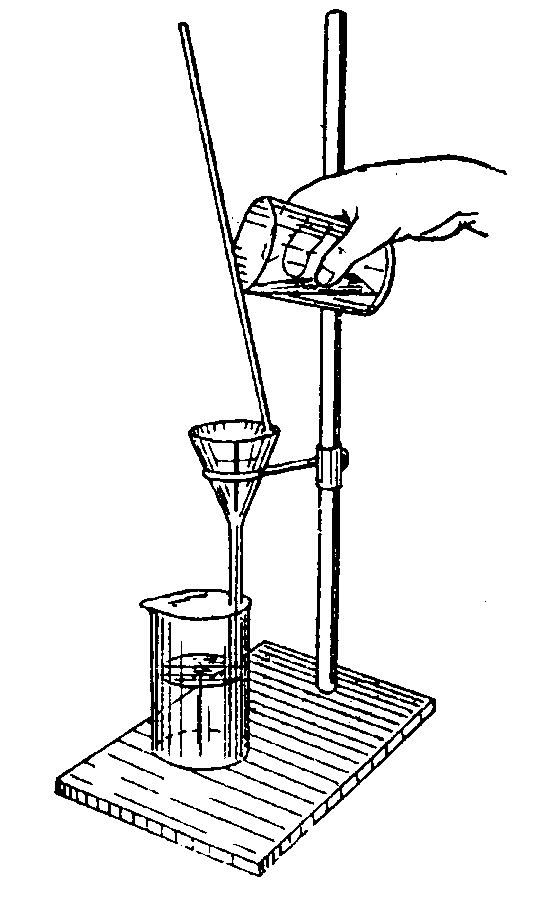


Рис. 7. Фильтрование осадков

При фильтровании (рис. 7) воронку с фильтром укрепляют в кольце штатива, фарфоровом треугольнике, иногда вставляют непосредственно в горло колбы. Воронку устанавливают так, чтобы скошенный конец ее касался стенки сосуда, в который собирают фильтрат. Вливать смесь жидкости с твердым веществом следует по стеклянной палочке. Воронку нужно заполнять жидкостью так, чтобы уровень ее был на 2–3 мм ниже края фильтра.

*3.3. Нагревание*

Нагревание растворов или твердых веществ можно проводить в пробирке, стакане, круглодонной колбе. В качестве нагревателя используют газовые горелки, электроплитки, водяные и песчаные бани.

*Нагревание в пробирке.* В пробирку наливают 2–3 мл раствора. Пробирку закрепляют в пробиркодержателе. Отверстие пробирки направляют в сторону от себя и окружающих. Нагревают на газовой горелке равномерно, перемещая заполненную часть пробирки вдоль пламени, не перегревая в одном месте.

*Нагревание в стакане*. Стакан должен быть наполнен раствором на 1/3 – 2/3 объема. Раствор перемешивают стеклянной палочкой. Перемешивание особенно важно, если нагревается раствор с осадком.

*Нагревание в круглодонной колбе.* Колбу укрепляют в штативе, зажав лапкой горло колбы или поставив на кольцо с железной сеткой. Наливают раствор (не более 2/3 объема колбы) и для равномерного кипения помещают в колбу кусочки пористой керамики или стеклянные капилляры.

*3.4. Сушка*

*Сушка посуды.* Химическая посуда никогда не вытирается изнутри, высушивание производится в сушильном шкафу*.* Мерную посуду, имеющую утолщенное дно, во избежание растрескивания никогда не сушат нагреванием. Ее сушат на специальных подставках.

*Высушивание осадков.* Сырой продукт отжимают между листами фильтровальной бумаги. Вначале сушат на воздухе. Этот способ может быть применен к веществам негигроскопичным. Для ускорения процесс сушки проводят при повышенной температуре в сушильных шкафах. Этот метод рекомендуется только для устойчивых соединений с высокой температурой плавления. Вещество, помещенное в чашку Петри или бюкс, ставят на полку сушильного шкафа и включают обогрев, настроенный на нужную температуру. Гигроскопичные вещества сушат в эксикаторе. Осушаемое вещество в открытом сосуде ставят на вкладыш эксикатора. На дно эксикатора помещают поглотитель воды – безводный хлорид кальция, оксид фосфора(V).

*3.5. Измерение температуры*

*Термометры* используют для измерения температур в интервале 0–500оС. Они представляют собой стеклянные трубки с капилляром внутри и с резервуаром, заполненным различными жидкостями в зависимости от соответствующего интервала измеряемых температур. Наибольшее применение нашли ртутные и спиртовые термометры.

При измерении температуры какой–либо жидкости термометр погружают в нее таким образом, чтобы он находился на одинаковом расстоянии от стенок сосуда и ни в коем случае не касался их. Резервуар термометра полностью погружают в жидкость. Термометр в жидкости держат до тех пор, пока не перестанет подниматься или опускаться столбик ртути или спирта.

*Термисторы* – это полупроводниковые приборы, которые способны изменять свою электропроводность при изменении температуры. При повышении температуры сопротивление термистора уменьшается. По калибровочной кривой к данному термистору определяют температуру среды.

*3.6. Наполнение сосудов газом*

Наполнение сосудов газом производят методом вытеснения воздуха (рис. 8). Пробирку–приемник закрепляют в штативе отверстием вверх для газов тяжелее воздуха (рис. 8а) и отверстием вниз (рис. 8б) – для газов легче воздуха. Газы с плотностью близкой к плотности воздуха и практически нерастворимые в воде собирают методом вытеснения воды (рис. 8в).

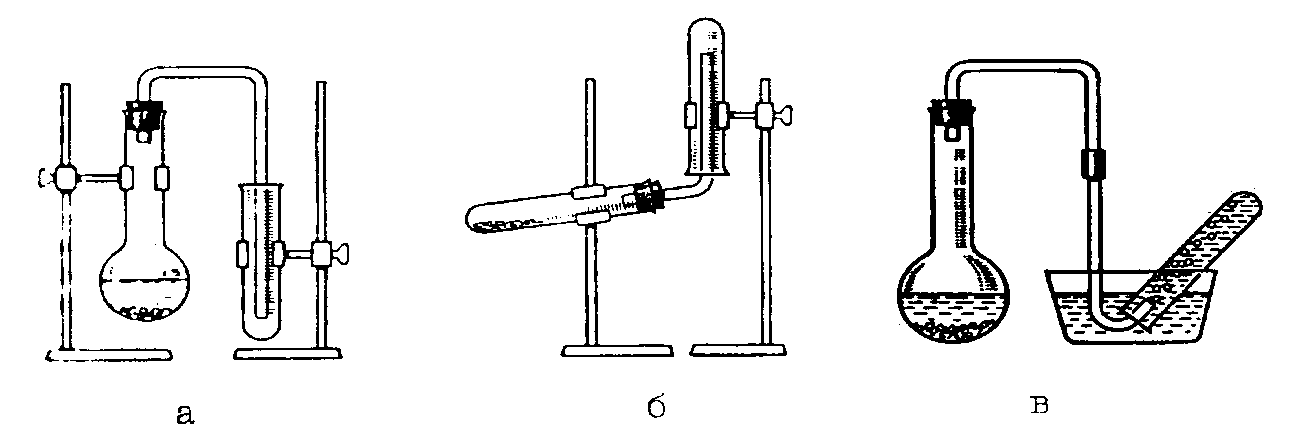


Рис. 8. Наполнение сосудов газом: а) газ тяжелее воздуха;

б) газ легче воздуха; в) плотности газа и воздуха близки.

*3.7. Мытье посуды*

Все опыты в химической лаборатории нужно проводить только в чистой посуде. Даже ничтожные количества загрязнений могут повлиять на ход химических процессов. Обычно стеклянная посуда считается чистой, если при внимательном осмотре не обнаружено никаких загрязнений, а вода после ополаскивания образует на стенках сплошную тонкую пленку.

*Мытье теплой водой* целесообрано в тех случаях, когда химическая посуда не загрязнена жировыми и другими не растворяющимися в воде веществами*.*

Если на стенках посуды имеется налет каких–либо веществ, которые не отмываются водой, посуду вначале очищают ершом. Во избежание повреждений посуды при работе с ершом нужно следить, чтобы нижний конец его не ударялся о дно и стенки посуды. Хорошо вымытую посуду обязательно ополаскивают 2–3 раза дистиллированной водой для удаления солей, содержащихся в водопроводной воде.

*Для мытья посуды моющими средствами* можно использовать мыло, 10%–ный раствор ортофосфата натрия или соды. При мытье колб в них помещают кусочки чистой фильтровальной или другой мягкой бумаги. При встряхивании колбы бумага механически удаляет со стенок приставшие к ним загр*я*знения. Удаление загрязнений может быть достигнуто и химическим путем – промыванием посуды хромовой смесью (смесь концентрированной серной кислоты и хромового ангидрида). После промывания посуды хромовую смесь выливают обратно в предназначенную для нее склянку. Посуду тщательно моют водопроводной и ополаскивают дистиллированной водой. Иногда для мытья посуды используют спиртовый раствор щелочи.***Мыть посуду необходимо сразу после ее использования****.*

**4. ОБЩИЕ ПРАВИЛА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

1. Работать в лаборатории можно только после разрешения преподавателя и под наблюдением лаборанта.

2. Опыты необходимо выполнять в соответствии с методическими указаниями к лабораторной работе.

3. В химической лаборатории рекомендуется работать в халате для защиты одежды от действия химических реактивов.

4. Студенту в лаборатории отводится рабочее место и он обязан поддерживать его в чистоте и порядке. Не следует загромождать рабочее место предметами, не относящимися к выполняемой работе.

5. Все опыты следует проводить в чистой посуде, предварительно ополоснув ее дистиллированной водой. Исходный раствор берется в очень малом объеме (около 0,5 мл). Раствор, добавляемый к исходному, обычно вводится постепенно, по каплям. Кристаллические вещества добавляют на кончике микрошпателя. Запрещается брать разные реактивы одним и тем же микрошпателем. Перенося сухие вещества, не следует опускать конец микрошпателя глубоко в пробирку, а также касаться ее внутренних стенок во избежание загрязнения исходных реактивов. После каждой капли раствора или добавления кристаллического вещества содержимое пробирки перемешивают осторожным встряхиванием. Добавляемый раствор или кристаллическое вещество вводят до появления не исчезающих при перемешивании внешних проявлений реакции.

6. Результаты каждого проделанного опыта необходимо показать преподавателю и, получив от него разрешение, приступить к выполнению следующего опыта.

7. После каждого опыта содержимое пробирки следует вылить в раковину или (по указанию преподавателя) в специальный сосуд, предназначенный для сбора отработанных реактивов. Нельзя выбрасывать в раковину кусочки металлов и другие твердые вещества, оставшиеся после опытов.

8. Пробирку после выполнения опыта необходимо тщательно вымыть водопроводной водой с применением ершика, ополоснуть дистиллированной водой и только после этого использовать ее для следующего опыта.

9. Запрещается набирать растворы в пипетки, засасывая их ртом. Для этой цели применяют резиновую грушу или другие приспособления для отбора жидкостей.

10. Склянки с реактивами нужно закрывать пробками и ставить на место. Не следует путать пробки от разных склянок. Чтобы внутренняя сторона пробки оставалась чистой, пробку кладут на стол внешней поверхностью, которая не соприкасается с реактивами.

11. Во избежание загрязнения этикеток или их порчи при наливании растворов склянки необходимо держать этикеткой вверх. Избыток реактивов нельзя высыпать или сливать в склянку обратно. Нельзя пользоваться реактивами, если на склянке нет этикетки.

12. Все опыты с кислотами и щелочами следует проводить в вытяжном шкафу. Склянки с этими веществами из вытяжного шкафа выносить нельзя.

13. Для приготовления водных растворов и ополаскивания вымытой стеклянной посуды используют только дистиллированную воду.

**5. ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ  
В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ**

*5.1. Техника безопасности при работе со стеклянной посудой*

1. Посуду, имеющую трещины или отбитые края, нельзя использовать для выполнения лабораторных работ.

2. При работе со стеклянной посудой нельзя прилагать большое усилие при разъединении заклинивших шлифов, вынимании пробок, надевании резиновых шлангов.

3. Не допускается нагревание жидкостей в закрытых колбах, не имеющих сообщения с атмосферой.

*5.2. Техника безопасности при работе с растворами кислот и щелочей*

1. При приготовлении разбавленных растворов щелочей и кислот их необходимо приливать в воду тонкой струей при непрерывном перемешивании. Приливать воду в кислоту запрещается.

2. Если кислота или щелочь случайно пролиты, их вначале засыпают песком*.* Затем песок убирают, нейтрализуют кислоту раствором соды, а щелочь – слабым раствором уксусной кислоты. После этого место пролива промывают водой и вытирают насухо.

3. Отработанные кислоты и щелочи следует собирать в специальную посуду.

4. При ожоге кислотами обожженное место следует промыть большим количеством воды, затем обработать 2%‑ным раствором гидрокарбоната натрия (пищевой соды), смазать вазелином и перевязать. При ожогах глаз промыть их водой, 2%‑ным раствором соды и обратиться к врачу.

5. При ожоге щелочью пораженное место промыть водой, а затем 2%‑ным раствором уксусной или борной кислоты, смазать вазелином или 5%‑ным раствором пермарганата калия и перевязать. При ожоге глаз промыть их 1%‑ным раствором борной кислоты.

6. При термическом ожоге смочить пострадавший участок 10%–ным раствором перманганата калия, затем смазать мазью от ожогов, вазелином или раствором пищевой соды, перевязать.

*5.3. Противопожарная техника и правила работы с газовыми горелками*

1. Необходимо правильно зажигать газовую горелку. Вначале закрывают доступ воздуха в горелку, зажигают спичку, открывают газовый кран и по истечении 2–3 с подносят зажженную спичку к краю отверстия горелки. Увеличивая приток воздуха, получают несветящееся пламя. Если пламя проскакивает внутрь горелки, то следует немедленно закрыть кран для газа и сообщить об этом преподавателю или лаборанту.

2. При проведении опытов, в которых может произойти самовозгорание, необходимо иметь под руками песок или другие средства тушения огня.

3. В случае воспламенения горючих веществ нужно быстро погасить горелку, отставить сосуд с огнеопасным веществом и тушить пожар.

4. При появлении запаха газа в аудитории немедленно перекрыть газовый кран на вводе в лабораторию, открыть окна, покинуть аудиторию и проветрить помещение.

*5.4. Техника безопасности при работе с электрооборудованием*

1. Разрешается проводить все работы только с заземленными электроприборами.

2. Запрещается работать вблизи открытых токопроводящих частей оборудования.

3. Запрещается вешать на розетки, выключатели и электропровода различные вещи.

4. В случае перерыва в подаче тока все электроприборы и другое электрооборудование должны быть отключены.

5. При загорании проводов или электроприборов необходимо их немедленно обесточить и гасить огонь при помощи сухого углекислотного огнетушителя.

6. ТРЕБОВАНИЯ К ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА   
ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

1. Название работы, каждого опыта и дата их выполнения.

2. Цель работы в целом и каждого отдельного опыта.

3. Схема установки и её описание.

4. Порядок выполнения работы (ход работы).

5. Таблица экспериментальных данных.

6. Вычисление искомой величины.

7. Расчет погрешности опыта.

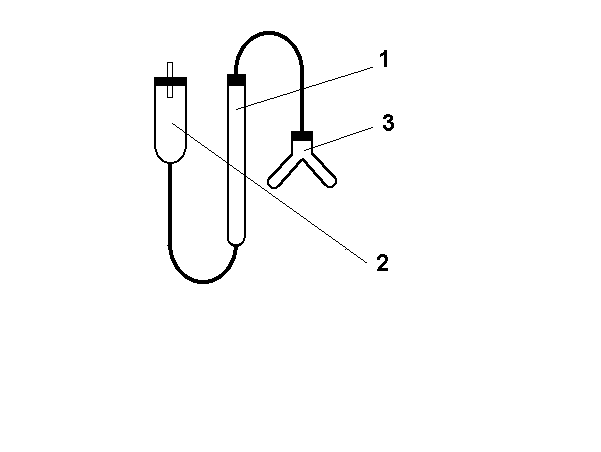
8. Выводы.

# Лабораторная работа № 1

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

***Цель работы*** *–* ознакомление с понятием эквивалент вещества и методикой расчета молярной массы эквивалентов по закону эквивалентов.

Соберите установку, изображенную на рисунке. Она собрана на химическом штативе.



Налить через воронку в уравнительную склянку (2) и бюретку (1) воду до нулевого деления. Плотно закрыть отверстие бюретки пробкой со стеклянной трубкой и проверить на герметичность. Для этого опустите уравнительную склянку 2 в крайнее нижнее положение и наблюдайте за уровнем воды в бюретке, который в течение 1–3 мин не должен изменяться. Если уровень медленно падает, то необходимо проверить все уплотнения и вновь испытать на герметичность. В одну часть сосуда Освальда (3) поместить навеску металла, например цинка. В другую часть наполнить на две трети объема соляной кислотой (1:2). Присоединить сосуд к свободному концу трубки 3, соединенной с бюреткой. Уровень воды V1 в бюретке до начала опыта нужно записать с точностью до 0,1 мл.

Привести в контакт кислоту и металл, осторожно наклоняя сосуд Освальда. После полного растворения металла выждать 5 – 7 мин., чтобы содержание сосуда охладилось. Затем установить на одной высоте уровень воды в воронке и бюретке. При этом внутри создается давление, равное давлению наружного воздуха. Записать уровень воды V2 в бюретке после опыта.

Результаты эксперимента внести в журнал наблюдений.

Результаты измерений

| Измеряемая величина | Обозначение | Единица  измерения | Численное  значение |
| --- | --- | --- | --- |
| Масса вещества  Объем выделившегося водорода  Атмосферное давление  Температура  Давление нас. водяного пара при температуре опыта\* | m  V  P  t  p | г  мл  мм.рт.ст  оС  мм рт.ст |  |

Обрабатываем данные эксперимента.

*–*приводим объем водорода к нормальным условиям по формуле:

,

где *V*О – объем выделившегося водорода при нормальных условиях, мл; *V* – объем выделившегося водорода при условиях опыта, мл; *P* – атмосферное давление, мм рт. ст.; *р* – парциальное давление насыщенного водяного пара при температуре проведения опыта, мм. рт. ст.; *t* – температура опыта, ОС;

– вычислим молярную массу эквивалента металла из пропорции

*m*/*М*Э = *V*О/*V*ЭО,

где *М*Э – молярная масса эквивалента металла, г/моль; *V*ЭО – объем эквивалента водорода, равный при нормальных условиях 11200 мл/моль;

– рассчитаем молярную массу металла по формуле А=*М*Э*n*, где *n* –  валентность металла;

– идентифицируем металл по таблице Д. И. Менделеева;

– вычислим теоретическую молярную массу эквивалента идентифицированного металла *М*Э теор;

– оцените относительную погрешность опыта в (%) по формуле

.

Сделайте вывод о возможных источниках ошибок в данном методе и оцените их вклад в полученные экспериментальные результаты.

**Контрольные вопросы и задачи**

1.Дать определение эквивалента, фактора эквивалентности и молярной массы эквивалента.

2.Как рассчитываются молярные массы эквивалентов химических элементов?

3. Как рассчитываются молярные массы эквивалентов сложных соединений?

4. Написать выражение закона эквивалентов.

5. Что такое эквивалентный объем?

6. Написать уравнение Менделеева – Клапейрона.

7. Какие условия называются нормальными?

8. Определите число эквивалентности и молярную массу эквивалента фосфора, кислорода и брома в соединениях PH3, H2O, HBr.

9. В какой массе NaOH содержится столько же эквивалентов, сколько в 140 г КОН?

10. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла.

11. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла.

12. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58 % кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента, молярную и атомную массы этого элемента.

13. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода? Вычислите молярную массу эквивалента металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 дм3 водорода (н. у.).

14. Вычислите число эквивалентности и молярную массу эквивалента H3PO4 в реакциях образования: а) гидрофосфата; б) дигидрофосфата; в) ортофосфата.

15. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите молярные массы эквивалентов металла и его оксида. Чему равна молярная и атомная массы этого металла?

16. Чему равен при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание 1,5 г двухвалентного металла требуется 0,69 дм3 кислорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента, молярную массу и атомную массу этого металла.

17. Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла.

18. Напишите уравнения реакций Fe(OH)3 с хлороводородной (соляной) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза; б) дихлорид гидроксожелеза; в) трихлорид железа. Вычислите число эквивалентности и молярную массу эквивалента Fe(OH)3 в каждой из этих реакций.

19. Избытком гидроксида калия подействовали на растворы: а) дигидрофосфата калия; б) нитрата дигидроксовисмута (III). Напишите уравнения реакций этих веществ с КОН и определите их числа эквивалентности и молярные массы эквивалентов.

20. В каком количестве Cr(OH)3 содержится столько же эквивалентов, сколько в 174,96 г Mg(OH)2?

21. Избытком хлороводородной (соляной) кислоты подействовали на растворы: а) гидрокарбоната кальция; б) дихлорида гидроксоалюминия. Напишите уравнения реакций этих веществ с HCl и определите их числа эквивалентности и молярные массы эквивалентов.

22. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Вычислите молярные массы эквивалентов металла и его оксида. Чему равна молярная и атомная массы металла?

23. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите молярную, атомную массы и молярную массу эквивалента металла.

24. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите число эквивалентности, молярную массу эквивалента и основность H3PO4 в этой реакции. На основании расчета напишите уравнение реакции.

25. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H3PO4 израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите число эквивалентности, молярную массу эквивалента и основность кислоты. На основании расчета напишите уравнение реакции.

26. При сгорании 5,00 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить молярную массу эквивалента металла.

27**.** Вычислите молярную массу двухвалентного металла и определите, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,680 л кислорода (н.у.).

28. 1,00 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите молярные массы эквивалентов брома и металла, зная, что молярная масса эквивалента серы равна 16,0 г/моль.

29. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определите молярную массу эквивалента металла и объем выделившегося водорода (н.у.).

30. 1,60 г кальция и 2,61 г цинка вытесняют из кислоты одинаковые количества водорода. Вычислите молярную массу эквивалента цинка, зная, что молярная масса эквивалента кальция равна 20,0 г/моль.

# 

# Лабораторная работа № 2

**КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

***Цель работы*** *–* ознакомление с важнейшими классами неорганических соединений: оксидами, гидроксидами, солями, способами их получения и свойствами.

***Опыт 1.* Получение средних солей**

Пользуясь растворами, имеющимися в лаборатории, получите нерастворимую соль в соответствии с ионно-молекулярным уравнением **А**.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вариант | А | Б | В |
| 1 | Ba2+ + SO42–= BaSO4 | Ni(OH)2 | ZnCl2→ZnCO3→ZnSO4→Zn(OH)2 |
| 2 | Ag ++ Cl – = AgCl | Pb(OH)2 | NiSO4→Ni(OH)2→NiCl2→NiCO3 |
| 3 | Zn2++ CO32–= ZnCO3 | Fe(OH)2 | CuSO4→Cu(OH)2→Cu(NO3)2→  →CuSiO3 |
| 4 | Pb2++ SO42–= PbSO4 | Al(OH)3 | FeCl3→Fe(OH)3→Fe2(SO4)3→  →FePO4 |
| 5 | Ba2++CrO42–=BaCrO4 | Cu(OH)2 | Bi(NO3)3→Bi(OH)3→BiCl3→BiPO4 |
| 6 | Pb2++ 2I– = PbI2 | Zn(OH)2 | CaCl2→CaCO3→Ca(NO3)2→  →CaC2O4 |
| 7 | Cu2++SiO32–= CuSiO3 | Sn(OH)2 | CdSO4→Cd(OH)2→CdCl2→CdS |
| 8 | Ni2++ CO32–= NiCO3 | Cr(OH)3 | Pb(NO3)2→Pb(OH)2→  →Pb(CH3COO)2→PbS |
| 9 | Sr2++ CO32–= SrCO3 | Cd(OH)2 | CoSO4→Co(OH)2→Co(NO3)2→  →CoSiO3 |
| 10 | Co2++SiO32–= CoSiO3 | Sb(OH)3 | SrCl2→SrCO3→Sr(NO3)2→SrSO4 |
| 11 | Ca2++ CO32–= CaCO3 | Bi(OH)3 | Рb(NO3)2→PbCO3→  →Pb(CH3COO)2→PbI2 |
| 12 | Pb2++ 2Br– = PbBr2 | Co(OH)2 | Bi(NO3)3→Bi(OH)3→BiCl3→Bi2S3 |
| 13 | Cu2++S2–= CuS | Fe(OH)3 | FeSO4→Fe(OH)2→FeCl2→Fe3(PO4)2 |
| 14 | Fe2++S2–= FeS | Mg(OH)2 | SnCl2→Sn(OH)2→Sn(NO3)2→SnS |
| 15 | 2Ag ++ S2–= Ag2S | Mn(OH)2 | AlCl3→Al(OH)3→Al2(SO4)3→AlPO4 |

К раствору, содержащему катион (Рb2+), добавить по каплям раствор, содержащий анион Cl-), до выпадения осадка. Напишите уравнение проделанной реакции в молекулярной форме и под формулой соли, выпавшей в осадок, укажите внешний вид осадка и название этой соли.

***Опыт 2.* Получение нерастворимого в воде основания и исследование его кислотно-основных свойств**

Получите нерастворимое основание **Б** при взаимодействии соли и щелочи. Содержимое пробирки, где получено нерастворимое основание, разделите на две части. К одной части добавьте азотную кислоту а к другой части концентрированный раствор щелочи. Напишите уравнения всех проделанных Вами реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Под формулами всех веществ (кроме воды) напишите их названия.

***Опыт 3****.* Проделайте реакции, соответствующие последовательным превращениям для перехода **В**. В отчете опишите проделанные реакции и Ваши наблюдения, зафиксированные в ходе выполнения опыта (изменение окраски, выпадение осадка и его внешний вид, выделение газа и т.д.). Для каждой стадии перехода напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

***Опыт 4.*** **Получение угольной кислоты**

В пробирку поместите небольшой кусочек мела и прилейте раствор соляной кислоты. Опишите происходящие явления, напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

***Опыт 5.*** **Получение и свойства оксидов. Получение оксида меди (II)**

Возьмите тигельными щипцами кусочек медной фольги или тонкой медной пластины и прокалите его в пламени горелки до образования черного налета оксида меди Cu (II). Напишите уравнение реакции образования оксида меди. Налейте в пробирку 1-2 мл концентрированной соляной кислоты и опустите в нее прокаленный кусочек меди. Обратите внимание на исчезновение черного налета и появление окраски раствора, характерной для комплексного иона меди (II) [CuCl4]2- . Отметьте эту окраску. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида меди с соляной кислотой, сделайте вывод о характере оксида меди – осно́вный или кислотный.

***Опыт 6.*** **Получение основной соли**

В пробирку налейте 0,5 мл соли кобальта и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия, обратите внимание на образование голубого осадка основной соли кобальта, добавьте избыток гидроксида натрия, обратите внимание на изменение цвета осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

***Опыт 7.*** **Получение кислой соли**

Налейте в пробирку 2-3 мл насыщенного раствора гидроксида кальция, добавьте по каплям раствора фосфорной кислоты до выпадения осадка средней соли фосфата кальция по реакции:

3Ca(OH)2 + 2H3PO4 = Ca3(PO4)2 ↓ + 6H2O

В избытке фосфорной кислоты осадок растворяется с образованием кислой соли:

Ca3(PO4)2 + 4H3PO4 = 3Ca(H2 PO4)2

Напишите уравнения приведенных реакций в молекулярно-ионной форме.

***Опыт 8.*** **Получение комплексной соли**

В пробирку налейте 1-2 мл раствора сульфата меди, добавьте 1-2 мл водного раствора аммиака (гидроксида аммония NH4OH), отметьте окраску образовавшегося осадка гидроксосульфата меди:

2CuSO4 + 2NH4OH = (CuOH)2SO4 ↓+ (NH4)2SO4

Добавьте избыток раствора аммиака до растворения осадка и образования комплексных солей:

(CuOH)2SO4 + 8NH4OH = [Cu(NH3)4](OH)2 + [Cu(NH3)4]SO4 + 8H2O.

Наблюдайте окраску образовавшегося раствора. Эта реакция является характерной и используется для обнаружения ионов меди в растворе.

**Контрольные вопросы и задачи**

1. Какие бинарные соединения называются оксидами? Какими способами

можно получить оксиды? Приведите примеры реакций.

2. Какие вещества называются кислотами? Приведите примеры реакций получения кислот.

3. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры кислот различной основности.

4. Какие вещества называются основаниями? Приведите примеры реакций получения оснований.

5. Чем определяется кислотность оснований? Приведите примеры оснований различной кислотности.

6. Какие химические соединения относятся к классу солей? Приведите примеры солей различных типов и способов их получения.

7. Написать формулы оксидов, соответствующих указанным гидратным соединениям: H3BO3, H3PO4, H3AsO4, H2WO4. Назвать оксиды.

8. Написать формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам: KOH, Zn(OH)2, Pb(OH)2, Cr(OH)3, Sn(OH)4, Si(OH)4.

9. Написать формулы кислотных остатков и кислотных оксидов, соответствующих следующим кислотам: H2SO3, H2SO4, HСlO3, H2CrO4, H3PO4.

10. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия: CaO, HNO3 CuSO4, Cd(OH)2, Zn(OH)2? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

11. Указать основные остатки и степень их окисления в следующих солях: Mg(OH)Cl; (CaOH)2CO3; CaCO3; ZnOHNO3; [Al(OH)2]2SO4; Bi(OH)2NO2.

12. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли:

HI, H2S, H2SiO3, H3PO4, HCl, H2CO3? Написать уравнения реакций получения кислых солей.

13. Написать формулы следующих веществ: оксид олова (IV), гидроксид свинца (II), дигидроксонитрат железа, гидросульфит бария, бромид натрия, сульфид ртути (II).

14. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: ZnО, CO2, NH3, H2S, CuO, Mg(OH)2?

15. Осуществить следующие превращения: Mg → MgO →Mg(OH)2 → MgOHCl →MgCl2 → Mg(OH)2 → MgO → Mg.

16. При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения: S → SO2→ H2SO3 → K2SO3 → Na2SO3?

17. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите на примерах: FeCl3 → Fe2O3; CuSO4 → CuO; Al(CH3COO)3 → Al2O3.

18. Возможно ли взаимодействие между оксидами: Li2O и SO3; Na2O и BeO; Al2O3 и K2O; BaO и MgO; N2O5 и ZnO?

19. Анализом установлено, что в образце оксида бария массовая доля примеси сульфата бария составляет 10%. Как был проведен анализ и какой объем раствора нужного реагента концентрации 2 моль/л был затрачен на обработку навески массой 5 г?

20. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота:

MgO; AgNO3; SO3; CuSO4; Ca(OH)2; Cu; Fe; KOH?

21. Какие свойства гидроксидов NaOH, Al(OH)3, Ni(OH)2 могут быть использованы для их разделения из твердой смеси?

22. Найдите массовую долю гидроксида натрия, превратившегося в карбонат за счет поглощения углекислого газа из воздуха, если масса гидроксида возросла с 200г до 232,5 г. Чему равен объем поглощенного при этом CO2 (условия нормальные).

23. Какими способами можно получить из данной соли другую с тем же катионом или тем же анионом: NaCl → AgCl; Ba(NO3)2 → BaSO4;

Fe2(SO4)3 → FeCl3; Na2CrO4 → BaCrO4 ?

24. При помощи каких реакций можно осуществить следующие переходы:

* 1. Fe → FeCl2 → FeCl3 → FeOHSO4 → Fe2O3 → Fe;
  2. Zn → ZnS → ZnO → (ZnOH)2SO4 → ZnCl2 → ZnO →Zn.

25. Какой объем CO2 (условия нормальные) потребуется для растворения 1,0 г свежеосажденного CaCO3? Какие процессы произойдут в растворе при:

а) кипячении, б) добавлении щелочи, в) добавлении соляной кислоты?

26. К какому классу относится каждое из следующих соединений: Cs2O; Na[Al(OH)4]; H4SiO4; NO2; [Fe(OH)2]2SO4; Ca(HCO3)2?

27. Написать формулы оксидов, соответствующих указанным гидроксидам: H4SiO4, Cu(OH)2, H3AsO3, H6TeO6, Fe(OH)3.

28. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: а) Ba → BaO → BaCl2 → Ba(NO3)2 → BaSO4; б) Mg → MgSO4 → Mg(OH)2 → MgO → MgCl2 .

29. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl, H2S, NO2, N2,Cl2, CH4, SO2, NH3? Написать уравнения соответствующих реакций.

30. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении CuSO4, AgNO3, K3PO4, BaCl2? Написать уравнения реакций и назвать полученные соли.

# Лабораторная работа № 3

**ХИМИЧЕСКИЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ**

***Цель работы*** *–* установление генетической связи между классами неорганических соединений.

1. Напишите формулы гидроксидов (табл.1), соответствующих:

а) основному оксиду (гр. 2);

б) кислотному оксиду (гр. 3);

в) амфотерному оксиду ( гр. 4).

Приведите названия гидроксидов по международной номенклатуре. Для сильных оснований и кислот приведите уравнения электролитической диссоциации.

2. Составьте молекулярные, полные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций (табл.1) взаимодействия:

а) кислоты (гр. 5) с основанием (гр. 6);

б) кислоты (гр. 5) с оксидами (гр.2, 4);

в) кислотного оксида (гр.3) с основаниями (гр. 6, 7);

г) кислотного оксида (гр. 3) с оксидами (гр. 2, 4);

д) основания (гр. 5) с оксидами (гр. 3,4) и с гидроксидом (гр. 7);

е) основного оксида (гр. 3) и амфотерного оксида (гр. 4).

Назовите полученные соли.

3. Составьте молекулярные, полные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций получения амфотерного гидроксида (гр. 7) и взаимодействия его с азотной кислотой и щелочью. Назовите полученные соли.

4. Составьте молекулярные, полные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия амфотерного оксида (гр.4) с серной кислотой и щелочью. Назовите полученные соли.

5. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксида (гр. 7) с кислотой (гр. 5) с образованием всевозможных (нормальных, кислых и основных) солей. Напишите уравнения электролитической диссоциации этих солей, их графические формулы и названия по международной номенклатуре.

6. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций соответствующих превращениям (табл. 2). Приведите названия реагентов.

***Пример выполнения задания.***

1. a) Основной оксид RaO образует основание Ra(OH)2. Это сильное основание, хорошо диссоциирует на ионы: Ra(OH)2 = Ra2+ + 2OH −.

б) Кислотный оксид P2O5 реагирует с водой с образованием мета – и ортофосфорной кислот, это слабые кислоты, слабо диссоциируют на ионы

P2O5 + H2O = H2P2O6  HPO3 + H2O H3PO4

в) Амфотерному оксиду Al2O3 соответствует амфотерный гидроксид, формулу которого можно записать в форме основания и кислот:

Al(OH)3 = H3AlO3 = H2O + HAlO2

орто– и метаалюминиевая кислота

2. а) Кислота H2SO4 , основание NaOH .

H2SO4 + 2NaOH = Na2SO4 + 2H2O,

2H+ + SO42- + 2Na+ + 2OH- = 2Na+ + SO42- + 2H2O,

H+ + OH- = H2O.

б) Кислота H2SO4 , основной оксид MgO.

H2SO4 + MgO = MgSO4 + H2O,

2H+ +SO42− + MgO = Mg2+  + SO42− + H2O,

2H+ + MgO = Mg2+ + H2O.

Na2SO4 – сульфат натрия, MgSO4 – сульфат магния.

Кислота Н2SО4, амфотерный оксид ZnО.

Н2SО4 + ZnО = ZnSO4 + H2O

2H+ + SO42− + ZnO = Zn2+ + SO42− + H2O

2H+ + ZnO = Zn2+ + H2O

в**)** Кислотный оксид N2O3 и основания Са(ОН)2  и А1(ОН)3.

N2O3 + Са(ОН)2  = Ca(NO2)2 + Н2О

N2O3 + Са(ОН)2  = Ca2+ + 2NO2−+ Н2О

N2O3 + 2А1(ОН)3 = 2А1(NO2)3 + 3Н2О

N2O3 + 2А1(ОН)3 = 2А13+ +6NO2− + 3Н2О

Ca(NO2)2 – нитрит кальция, А1(NO2)3  – нитрит алюминия.

г) Кислотный оксид N2O5 и основной оксид CaO.

N2O5 + СаО = Ca(NO3)2 ,

N2O5  + СаО = Ca2+ + 2NO3-,

Ca(NO3)2 – нитрат кальция.

Кислотный оксид N2O5 и амфотерный оксид ZnО.

N2O5  + ZnO = Zn(NO3)2

N2O5 + ZnO = Zn2+ + 2NO3−,

Zn(NO3)2 – нитрат цинка.

д) Основание КОН и оксиды N2O3 и ZnО.

2КОН + N2O3 = 2КNО2+ Н2О

2К+ + 2ОН− + N2O3 = 2К+ + 2 NО2− + Н2О

2ОН- + N2O3 = 2 NО2- + Н2О

КNО2 – нитрит калия.

2КОН + ZnO = K2ZnO2+ Н2О

2K+ + 2OH− + ZnO = 2K+ + ZnO22−+ Н2О

2OH− + ZnO = ZnO22−+ Н2О

K2ZnO2 – цинкат калия.

2КОН + Zn(OH)2 = K2Zn[(OH)4]

2К+ + 2OH- + Zn(OH)2 = 2K+ + Zn[(OH)4]2−

2OH− + Zn(OH)2 = Zn[(OH)4]2−

K2Zn[(OH)4] – тетрагидроксоцинкат калия.

е) Основной оксид СаО и амфотерный оксид ZnO.

CaO + ZnO = CaZnO2

CaZnO2 – цинкат кальция.

3. Амфотерный гидроксид Zn(OH)2 = H2ZnO2

Получение:

ZnSO4 + 2NaOH = Zn(OH)2 + Na2SO­4 ,

Zn2+ + SO42- + 2Na+ +2OH- = Zn(OH)2 + 2Na+ + SO42-,

Zn2+ + 2OH- = Zn(OH)2

Основные свойства, взаимодействие с кислотой:

Zn(OH)2 + 2HNO3 = Zn(NO3)2 + 2H2O,

Zn(OH)2 + 2H+ + 2NO3- = Zn2+ + 2NO3- + 2H2O,

Zn(OH)2 + 2H+ = Zn2+ + 2H2O.

Кислотные свойства, взаимодействие с основанием:

Zn(OH)2 + 2NaOH = Na2Zn[(OH)]4

Zn(OH)2 + 2Na+ + 2OH- = 2Na+ +Zn[(OH)]42-,

Zn(OH)2 + 2OH- = Zn[(OH)]42- + 2H2O.

Zn(NO3)2 – нитрат цинка,

Na2Zn[(OH)]4 -гексагидроксоцинкат натрия .

4. Амфотерный оксид Al2O3, соответствующий гидроксид

Al(OH)3 = H3AlO3.

Al2O3 + 3H2SO4 = Al2(SO4)3 + 3H2O,

Al2O3 + 6H+ + 3SO42- = 2Al3+ + 3SO42- +3H2O,

Al2O3 + 6H+ = 2Al3+ +3H2O.

Al2O3 + 2NaOH = 2NaAlO2 + H2O,

Al2O3 + 2Na+ + 2OH- = 2Na+ + 2AlO2- + H2O,

Al2O3 + 2OH- = 2AlO2- + H2O.

Al2(SO4)3 – сульфат алюминия,

NaA1O2 - алюминат натрия.

5. Sn(OH)4 = H4SnO4

Sn(OH)4 + 1HCl = Sn(OH)3Cl + H2O

Sn(OH)4 + 2HCl = Sn(OH)2Cl2 + 2H2O основные соли

Sn(OH)4 + 3HCl = Sn(OH)Cl3 + 3H2O

Sn(OH)4 + 4HCl = SnCl4 + 4Н2О средняя соль

Основные соли диссоциируют по уравнениям:

Sn(OH)3Cl = Sn(OH)3+ + Cl- тригидроксохлорид олова (1У)

Sn(OH)2Cl2 = Sn(OH)22+ + 2Cl-  дигидроксохлорид олова(1У)

Sn(OH)Cl3 = SnOH3+ + 3Cl- гидроксохлорид олова (1У)

Sn(OH)4 + 1NaOH = NaH3SnO4 + H2O

Sn(OH)4 + 2NaOH = Na2H2SnO4 + 2H2O кислые соли

Sn(OH)4 + 3NaOH = Na3HSnO4 + 3H2O

Sn(OH)4 + 4NaOH = Na4SnO4 + 4H2O средняя соль

Кислые соли диссоциируют по уравнениям:

NaH3SO4 = Na+ + H3SnO4+ тригидроортостаннат натрия

Na2H2SnO4 = 2Na+ + H2SnO42- + 2H2O дигидроортостаннат натрия.

Na3HSnO4 = 3Na+ + HSnO43- + 3H2O гидроортостаннат натрия.

Таблица 1

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Вар.** | **Осн. оксид** | **Кисл. оксид** | **Амф. оксид** | **Кислота** | **Основание** | **Гидроксид** |
| **1** | **2** | **3** | **4** | **5** | **6** | **7** |
| 1 | NiO | MnO3 | Sb2O3 | H2SO4 | Mg(OH)2 | Zn(OH)2 |
| 2 | CaO | Ta2O5 | ZrO2 | H2CrO4 | LiOH | Ti(OH)3 |
| 3 | Rb2O | As2O5 | VO2 | HNO3 | In(OH)3 | Ge(OH)2 |
| 4 | CdO | WO3 | PbO2 | HMnO4 | Co(OH)2 | Sb(OH)3 |
| 5 | Bi2O3 | SiO2 | SnO | H3PO4 | KOH | V(OH)3 |
| 6 | K2O | N2O5 | SnO2 | H2SeO3 | Cd(OH)2 | Cr(OH)3 |
| 7 | Na2O | Cl2O5 | Al2O3 | H2SeO4 | RbOH | Pb(OH)2 |
| 8 | CoO | V2O5 | Cr2O3 | H2TeO4 | Ni(OH)2 | Mn(OH)4 |
| 9 | La2O3 | MoO3 | V2O3 | H3AsO4 | V(OH)2 | Sn(OH)2 |
| 10 | СаO | Ta2O5 | MnO2 | H2CrO4 | Ba(OH)2 | Ti(OH)4 |
| 11 | RaO | I2O7 | TiO2 | HClO4 | Fe(OH)2 | Be(OH)2 |
| 12 | MgO | B2O3 | ZrO2 | HClO3 | Sr(OH)2 | Zr(OH)4 |
| 13 | Li2O | SO2 | Fe2O3 | HBr | Mn(OH)2 | Pb(OH)4 |
| 14 | TiO | SO3 | Ga2O3 | HIO3 | Ti(OH)2 | Sn(OH)4 |
| 15 | MnO | Sb2O5 | Sb2O3 | HClO2 | NaOH | Fe(OH)3 |
| 16 | SrO | Nb2O5 | GeO2 | H2SO4 | Mg(OH)2 | Zn(OH)2 |
| 17 | FeO | Br2O5 | As2O3 | HCl | La(OH)3 | Mn(OH)3 |
| 18 | BaO | SeO3 | ZnO | HClO3 | In(OH)3 | As(OH)3 |
| 19 | VO | CrO3 | PbO | H3PO3 | Co(OH)2 | Sb(OH)3 |
| 20 | ZrO | Mn2O7 | PbO2 | H3PO4 | KOH | V(OH)3 |
| 21 | Na2O | TeO3 | SnO | H2SiO3 | Cd(OH)2 | Cr(OH)3 |
| 22 | CoO | CO2 | SnO2 | H2SeO4 | RbOH | Cu(OH)2 |
| 23 | La2O3 | Bi2O5 | Al2O3 | H2TeO4 | Ni(OH)2 | Mn(OH)4 |
| 24 | СаO | N2O5 | Cr2O3 | H3AsO4 | V(OH)2 | Sn(OH)2 |
| 25 | In2O3 | Cl2O7 | V2O3 | H2Cr2O7 | Ra(OH)2 | Ti(OH)4 |

Таблица 2

|  |  |
| --- | --- |
| **Вариант** | **Превращения** |
| 1 | Cu Cu(NO3)2 Cu(OH)2 CuO CuSO4 CuCО3 |
| 2 | Al AlCl3 Al(OH)3 K3AlO3 Al2(SO4)3 AlPO4 |
| 3 | Cu CuSO4 Cu(OH)2 K2CuO2 Cu(NO3)2CuS |
| 4 | Fe Fe(NO3)3 Fe(OH)3 Fe2O3 FeCl3 FePO4 |
| 5 | Zn ZnSO4 (ZnOH)2SO4 Zn(OH)2 Na2[Zn(OН)]4 ZnCl2 |
| 6 | Ca CaO Ca(OH)2 CaCO3 Ca(NO3)2 CaC2O4 |
| 7 | Pb Pb(CH3COO)2 Na2PbO2 Pb(NO3)2 PbI2 |
| 8 | Ni NiSO4 (NiOH)2SО4 Ni(OH)2 NiO NiCl2 |
| 9 | Ti TiCl4 Ti(OH)2Cl2 Ti(OH)4 Ti(OH)2SO­4 Ti(SO­4)2 |
| 10 | Pb Pb(NO3)2 Pb(OH)2 PbO Pb(NO3)2 PbS |
| 11 | Ni Ni(NO3)2 NiOHNO3 Ni(OH)2 NiCl2 NiS |
| 12 | Cr CrCl3 Cr(OH)2Cl Cr(OH)3 Nа3[Cr(ОН)6] CrPO4 |
| 13 | Mg Mg(NO3)2 Mg(OH)2 MgO MgSO4 MgS |
| 14 | Ag AgNO3 AgOH Ag2O AgNO3 Ag2S |
| 15 | Al Al2(SO4)3 AlOHSO4 Al(OH)3 Na[Al(OН)4] AlCl3 |
| 16 | Fe FeSO4 Fe(OH)2 FeO FeCl2 FeS |
| 17 | Ca Ca(NO3)2 Ca(OH)2 CaCO3 CaO CaCl2 |
| 18 | Co Co(NO3)2 CoOHNO3 Co(OH)2 CoCl2 CoS |
| 19 | Cd CdSO4 (CdOH)2SO4 Cd(OH)2 CdCl2 Cd3(PO4)2 |
| 20 | Zn ZnCl2 ZnOHCl Zn(OH)2 ZnO ZnSO4 |
| 21 | Mn Mn(NO3)2 Mn(OH)2 MnO MnSO4 MnS |
| 22 | Bi Bi(NO3)3 Bi(OH)2NO3 Bi(OH)3 BiC13 Bi2S3 |
| 23 | Co CoCl2 CoOHCl Co(OH)2 CO(NO3)2 CoSiO3 |
| 24 | Cd CdCl2 CdOHCl Cd(OH)2 CdSO4 CdS |
| 25 | Ni NiCl2 NiOHCl Ni(OH)2 ZnO ZnSO4 |

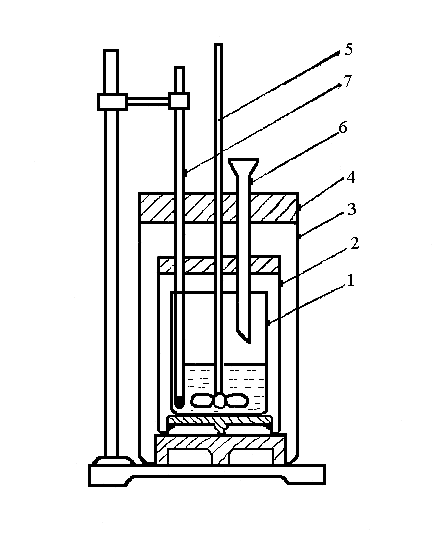
# Лабораторная работа № 4

# ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИЙ

***Цель работы*** *–* экспериментально определить теплоту нейтрализации. Показать, что при взаимодействии сильных кислот и щелочей тепловой эффект реакции одинаков.

***Опыт 1.* Определение теплоты реакции нейтрализации**

Экспериментальное определение тепловых эффектов реакций, протекающих в растворах, проводят с помощью установки, показанной на рисунке.



Установка состоит из калориметрического сосуда 1, внутреннего стакана 2, который помещен в наружный сосуд из органического стекла 3. Для уменьшения потерь тепла калориметрический сосуд и внутренний стакан не соприкасаются друг с другом, а также со стенками наружного сосуда. Наружный сосуд закрыт крышкой 4, в которой имеются три отверстия: для мешалки 5, воронки 6, через которую вводятся реагирующие вещества и термометра 7.

Реакция нейтрализации (реакция взаимодействия кислоты с основанием) сопровождается выделением теплоты. Экспериментально установлено, что при нейтрализации 1 моль сильной одноосновной кислоты (HCl, HNO3) таким же количеством щелочи (KOH, NaOH) выделяется одинаковое количество теплоты

HCl + NaOH = NaCl + H2O; ΔH = -56,0 кДж,

HNO3 + KOH = KNO3 + H2O; ΔH = -56,0 кДж.

В краткой ионной форме эти уравнения имеют один и тот же вид

H+ + OH- = H2O; ΔH = -56, 0 кДж.

Сущность опыта заключается в том, чтобы с максимальной точностью измерить количество теплоты, выделившейся при нейтрализации известного количества сильной кислоты избытком сильного основания, пересчитать это количество теплоты на 1 моль воды и сопоставить полученное значение с известным.

Отмерьте мерным цилиндром 20-50 мл 1,0 М раствора кислоты (HCl или HNO3) и вылейте ее через воронку во внутренний стакан калориметра. Термометром через несколько минут, когда установится тепловое равновесие, запишите температуру кислоты в стакане с точностью до 0,1 оС.

Затем мерным цилиндром налейте 20-50 мл 2 н раствор щелочи (NaOH или KOH по указанию преподавателя). Запишите максимальную температуру жидкости после сливания растворов. Экспериментальные данные занесите в таблицу.

|  |  |
| --- | --- |
| Экспериментальные данные | Единица измерения |
| 1. Масса стакана | г |
| 2. Объем кислоты | мл |
| 3. Объем щелочи | мл |
| 4. Суммарный объем раствора в калориметре | мл |
| 5. Начальная температура | оС |
| 6. Конечная температура | оС |
| 7. Повышение температуры | оС |

Приняв, что плотность жидкости в стакане равна плотности воды, рассчитайте количество теплоты *Qж*, выделившейся в ходе реакции:

*Q*ж = *c*ж.*m*ж.Δ*t* и *Q*ст = *c*ст.*m*ст.Δ*t*, где *с*ж и *с*ст – удельные теплоемкости соответственно жидкости и стакана (удельная теплоемкость стекла равна 0,75.103 Дж/(кг.К), а удельную теплоемкость жидкости можно принять равной удельной теплоемкости воды*,* т.е. 4,18.103 Дж/(кг.К)); *m*ст и *m*ж – соответственно масса самого стакана и масса жидкости в стакане; Δ*t* – повышение температуры в ходе реакции, оС. Пересчитайте количество выделившейся теплоты на один моль воды. Сравните полученную величину ΔHэ с теоретической теплотой нейтрализации ΔHт при образовании одного моля воды. Вычислите относительную погрешность опыта по формуле



Составьте термохимическое уравнение проведенной реакции.

***Опыт 2.* Определение теплоты реакции растворения вещества**

Определение энтальпии растворения вещества производится на установке и по методике, описанной в опыте 1*.*

Для проведения опыта получите у преподавателя навеску вещества, запишите его формулу и массу (она должна быть в пределах 2–3 г).

Отмерьте мерным цилиндром 50-100 мл дистиллированной воды и перелейте ее во внутренний стакан калориметра. Убедитесь в том, что термометр погружен в жидкость. Через несколько минут, при установлении теплового равновесия, запишите начальную температуру *t*1. Откройте крышку калориметра и быстро всыпьте в воду навеску вещества. Закройте крышку и, перемешивая содержимое стакана осторожными круговыми движениями, наблюдайте за изменением температуры. Отметьте максимальную или минимальную температуру *t*2 (в зависимости от того, является ли процесс растворения вещества экзотермическим или эндотермическим). Экспериментальные данные занесите в таблицу.

|  |  |
| --- | --- |
| Экспериментальные данные | Единица измерения |
| 1. Масса стакана | г |
| 2. Объем раствора в калориметре | мл |
| 3. Начальная температура | оС |
| 4. Конечная температура | оС |
| 5. Изменение температуры | оС |

Приняв, что плотность полученного раствора равна плотности воды, рассчитайте количество теплоты, выделившейся (или поглотившейся) при растворении, аналогично расчету в первом опыте. Пересчитайте количество теплоты на 1 моль вещества (полученное значение будет искомой энтальпией растворения вещества т.е. Δ*H* = –*Q*).

**Контрольные вопросы и задания**

1. Что называется стандартной теплотой (энтальпией) образования вещества?

2. Сформулируйте закон Гесса.

3. Как рассчитать тепловой эффект химической реакции, если известны теплоты образования исходных веществ и продуктов реакции?

4. Что такое теплота гидратации, теплота растворения?

5. Теплота растворения какой соли больше: безводного сульфата меди или его кристаллогидрата? Ответ мотивируйте.

6. Функциями состояния в любых условиях являются:

а) внутренняя энергия системы; в) работа;

б) энтальпия; г) энтропия.

7. Математическая запись первого закона термодинамики:

а) ∆U = νCP(T2 – T1); в) QV = ∆U;

б) QP = ∆H; г) Q = ∆U + A.

8. Тепловой эффект процесса приобретает свойства функции состояния в условиях:

а) изобарных; в) изотермических

б) адиабатических; г) изохорных.

9. Вычислите количество теплоты, необходимое для нагревания 2,8г азота от 298 до 308К при постоянном объеме. Молярная теплоемкость азота равна 29,12 Дж·моль·К-1.

10. Составьте уравнение химической реакции тепловой эффект которой равен энтальпии образования силиката магния.

11. При взаимодействии 2,1г железа с ромбической серой выделилось 3,77 кДж теплоты. Вычислите энтальпию образования сульфида железа (II).

12. Вычислите изменение энтальпии в ходе реакции

SiO2 + C(графит) = Si + 2CO

через энтальпии образования веществ – участников реакции при 298К. Какое количество теплоты выделится (поглотится) при образовании 1т кремния?

13. Какое количество теплоты выделится (поглотится) при растворении 8,0г NH4NO3 в 250мл воды?

14. Вычислите тепловой эффект реакции C4H10 = C2H6 + C2H4 при 298К через энтальпии сгорания веществ – участников реакции.

Рассчитайте количество тепла, которое выделится при сгорании 50 литров газообразного вещества.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вариант | Веще-ство | Вариант | Веще-ство |
| 15 | C4H10 | 20 | C7H8 |
| 16 | C2H6 | 21 | C5H12 |
| 17 | C3H8 | 22 | C6H14 |
| 18 | C2H4 | 23 | C6H6 |
| 19 | C3H6О | 24 | C8H10 |

Определите возможность разложения вещества до твердого оксида металла и газообразного оксида неметалла в соответствующих степенях окисления при температуре 298 К.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вариант | Веще-ство | Вариант | Веще-ство |
| 25 | BaCO3 | 28 | Cs2CO3 |
| 26 | Na2CO3 | 29 | FeCO3 |
| 27 | MgCO3 | 30 | CoCO3 |

# Лабораторная работа № 5

## КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И КАТАЛИЗ

***Цель работы*** *-* изучение скорости химической реакции и ее зависимости от различных факторов: концентрации, температуры, катализатора.

***Опыт 1****.***Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость гомогенной химической реакции**

Изучение зависимости скорости гомогенной реакции от концентрации реагирующих веществ проводится на примере реакции взаимодействия тиосульфата натрия и серной кислоты.

Na2S2O3 + H2SO4 = Na2SO4 + H2S2O3

Получающаяся тиосерная кислота неустойчива и легко разлагается

H2S2O3 = S + H2O + SO2

Суммарно процесс можно представить так:

Na2S2O3 + H2SO4 = Na2SO4 + S + SO2 + H2O

Образующаяся в реакции нерастворимая в воде сера вызывает помутнение раствора.

Для определения скорости реакции необходимо измерить секундомером время от момента сливания растворов тиосульфата натрия и серной кислоты до появления первых признаков выделяющейся серы (слабое помутнение раствора). Зная время протекания реакции, можно определить скорость реакции как величину, обратную времени v = 1/τ.

На стенках восьми пробирок напишите восковым карандашом номера: 1, 2, 3, 4, 5, 1а, 2а, 3а, 4а, 5а. В первые пять пробирок налейте из бюреток указанное в таблице количество миллилитров раствора тиосульфата натрия и воды. Таким образом, будут приготовлены пять растворов тиосульфата натрия различной концентрации. (Результаты опыта зависят от точности отмеривания растворов!) В другие пять пробирок налейте из бюретки по 3 мл раствора серной кислоты. Составьте таблицу по образцу.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| №  про-  бирок | Объем, мл | | | Относительная  концентрация  Na2S2O3 | Время  протекания  реакции, τ | Скорость  реакции,  v = 1/ τ |
| Раствора  Na2S2O3 | H2O | H2SO4 |
| 1a | 3,0 | 0 | 3 | 1,0 |  |  |
| 2a | 2,5 | 0,5 | 3 | 2,5 |  |  |
| 3a | 2,0 | 1,0 | 3 | 2,0 |  |  |
| 4а | 1,5 | 1,5 | 3 | 1,5 |  |  |
| 5a | 1,0 | 2,0 | 3 | 1,0 |  |  |

Влейте содержимое пробирки 1а в пробирку 1, перемешайте растворы, закрыв отверстие пробирки большим пальцем и, опрокидывая ее дном кверху и обратно, включите секундомер и начните отсчет. Как только заметите слабое помутнение раствора, отключите секундомер. Запишите данные в таблицу.

Проделайте аналогичные опыты с остальными растворами. Рассчитайте скорость реакции и постройте на миллиметровой бумаге график зависимости скорости реакции (ось ординат) от концентрации раствора (ось абсцисс). График вклейте в журнал. Какой линией выражается найденная зависимость?

***Опыт 2****.***Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость гомогенной химической реакции**

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических превращений изучают на примере реакции:

 2KIO3+ 5Na2SO3 + H2SO4 → K2SO4 + 5Na2SO4 + I2 + H2O;

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| N замера | Объемы растворов, мл | | Относительная концентрация раствора KJO3 | Время появления синего окрашивания  *t*,с | 1/*t* |
| раствора KJO3 | воды |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| 1  2  3  4  5 | 5  4  3  2  1 | 0  1  2  3  4 | 5  4  3  2  1 |  |  |

Раствор сульфитной смеси – это сульфит натрия + серная кислота + крахмал. Этот раствор во всех опытах берут объемом 5 мл.

В стакан с раствором 5 мл KJO3 (первый замер без воды) прилейте 5 мл раствора сульфитной смеси и по секундомеру зафиксируйте момент сливания. Перемешайте стеклянной палочкой и внимательно наблюдайте за раствором.

Зафиксируйте время появления синей окраски. Последующие замеры отличаются от первого тем, что раствор KJO3 содержит воду. Каждый замер выполните не менее трех раз. Результаты опытов запишите в таблицу (графа 5).

Время от момента сливания до появления синей окраски обратно пропорционально скорости реакции. Поэтому скорость реакции можно выразить обратной величиной времени протекания реакции 1/*t* (графа 6).

На миллиметровой бумаге постройте график зависимости "скорость реакции – концентрация раствора KJO3", откладывая по оси абсцисс концентрацию раствора KJO3. Сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ на скорость химической реакции.

***Опыт 3****.***Влияние температуры реагирующих веществ на скорость гомогенной химической реакции**

В три пронумерованные пробирки налейте из бюретки по 3 мл раствора серной кислоты, а в другие три – по 1 мл раствора тиосульфата натрия и 2 мл воды. Слейте содержимое пробирок 1 и 1а (не забудьте перемещать растворы!) и отметьте время по секундомеру от момента сливания растворов до появления едва заметного помутнения. Время протекания реакции при комнатной температуре запишите в таблицу, составленную по образцу

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № пробирок | Температура  опыта, t 0C | Время по секундомеру  или метроному | Скорость  реакции,  v = 1/τ |
| 1а | комнатная |  |  |
| 2а | 30 |  |  |
| 3а | 40 |  |  |

Пробирки 2 и 2а поместите в термостат с температурой 300С, 3 и 3а в термостат с температурой 400C. После пятиминутного прогрева растворов до температуры опыта выньте пробирки 2 и 2а из термостата и быстро слейте растворы. Определите время протекания реакции при температуре 300С. Аналогично проведите опыты с пробирками 3 и 3а при 400C.

Результаты опытов запишите в таблицу.

###### **Обработка результатов опыта**

- рассчитайте скорости реакции при различных температурах. На миллиметровой бумаге постройте график зависимости скорости реакции от температуры, откладывая по оси абсцисс температуру, а по оси ординат – скорость реакции. График вклейте в журнал.

Рассчитайте температурный коэффициент реакции в интервале температур 30-400C. Определите, во сколько раз увеличится скорость реакции, если температура повысится от 40 до 800C.

# *Опыт 4.* Влияние катализатора на скорость химической реакции

# Изучить влияние катализатора на скорость реакции можно на примере восстановления перманганата калия. Процесс протекает при комнатной температуре медленно. Ускоряют эту реакцию ионы марганца (II).

В две пробирки поместить несколько капель раствора KMnO4, 1М раствора щавелевой кислоты и серной кислоты. В одну из них бросить кристаллик MnSO4. Через некоторое время отметить изменение окраски растворов в пробирках. Сделать вывод о роли MnSO4. Написать уравнение реакции.

# 2KMnO4 + 5H2C2O4 + 3H2SO4 = 2MnSO4 + K2SO4 + 10CO2 + 8H2O

***Опыт 5.* Определение энергии активации реакции разложения тиосерной кислоты**

1. Налейте в пробирку 1,5 мл приготовленного 0,2 М раствора тиосульфата натрия и 1,5 мл воды; в другую пробирку – 3 мл раствора серной кислоты. Быстро перелейте раствор серной кислоты в пробирку и перемешайте его трубочкой, опустив ее 2–3 раза до дна пробирки. В момент сливания растворов включите секундомер. Отметьте время, когда раствор перестает быть прозрачным, и запишите его в табл. Запишите в таблицу комнатную температуру.

2. Подготовьте пробирку 1,5 мл 0,2 М раствора тиосульфата натрия и 1,5 мл воды и пробирку с 3 мл раствора серной кислоты, как в эксперименте 1. Поместите пробирки в термостат, нагретый до ~40 °C на 5–7 мин. Не вынимая пробирку с тиосульфатом натрия из термостата, перелейте в нее раствор из пробирки с серной кислотой и перемешайте. Одновременно включите секундомер и отметьте время помутнения раствора. Температуру и время запишите в таблицу.

##### В отчете:

– кратко опишите методику выполнения опыта;

– на миллиметровой бумаге постройте график зависимости в координатах "1/*t* – температура", откладывая по оси абсцисс температуру;

– рассчитайте значение температурного коэффициента по формуле Вант–Гоффа из опытных данных;

– постройте график зависимости в координатах "lg(1/*t*) – 1/*T*", откладывая по оси абсцисс величину, обратную значению абсолютной температуры, и определите энергию активации для данной реакции;

- определите энергию активации по формуле  и предэкспоненциальный множитель реакции, построив график зависимости скорости реакции (ln υ) от обратной температуры (1/*T*) на основе опытных данных.

**Контрольные вопросы и задания**

1. Дайте понятие истинной, средней скорости реакции.

2. Какова единица измерения скорости химической реакции, какова её размерность?

3. Что такое молекулярность реакции и чем она отличается от её порядка?

4. Дайте понятие кинетического уравнения, порядка реакции.

5. Для каких реакций частные порядки по реагентам в кинетическом уравнении совпадают со стехиометрическими коэффициентами уравнения реакции?

6. Какой физический смысл константы скорости химической реакции? От чего она зависит?

7. В чем физико-химический смысл энергии активации? Какие существуют методы определения энергии активации?

8. Что такое активационный барьер реакции, чем измеряется его «высота»?

9. Как влияет на скорость реакции охлаждение реакционного сосуда, т.е. химического реактора?

10. Могут ли реакции не иметь энергии активации и что это может означать?

11. До какого состояния идут обычно обратимые реакции?

12. Какие факторы определяют величину константы скорости ?

13. Каков физико-химический смысл константы скорости реакции? Какие факторы влияют на константу скорости реакции?

14. Какую размерность имеет константа скорости для реакции: а) 1-го порядка; б) 2-го порядка; в) 3-го порядка.

15. Запишите кинетические уравнения для реакций, рассматривая их как элементарные:

а) NO2 + NO2 = N2O4

б) N2O5 = N2O4 + 1/2 O2

в) 2NO + O2 = 2NO2

16. При начальных концентрациях реагентов [A] 01 =2,3⋅10 - 3 моль/л и

[B] 01 = 1,1⋅10 - 3 моль/л начальная скорость элементарной газофазной реакции A+B = 2C равна W01 = 2,5⋅10 - 3 моль/(л⋅с). Какова будет начальная скорость этой реакции W02 при других начальных концентрациях

[A] 02 = 1,9⋅10 - 3 и [B] 02 = 10 - 2 моль/л? Считать, что продукты реакции не влияют на скорость прямой реакции.

17. Вычислите, при какой температуре реакция закончится за 5 мин., если при 20°С на это требуется 24 мин. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

18. Выведите формулу, связывающую температурный коэффициент скорости реакции γ и энергию активации реакции *EA*.

19. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 30°С до 50°С, если энергия активации реакции равна 125 кДж/моль?

20. Константа скорости реакции при 600 К равна 7,5, а при 650 К - 450. Вычислите энергию активации и константу скорости при 700 К.

21. Напишите кинетическое уравнение химической реакции A + 2 B = C, рассматривая ее как элементарную. Определите, во сколько раз возрастет скорость реакции, если:

а) концентрация A увеличится в 2 раза;

б) концентрация B увеличится в 3 раза;

в) концентрация A и B увеличится в 2 раза.

22. Напишите кинетическое уравнение химической реакции

A + B + C → D + F ,

если известно, что при увеличении начальной концентрации вещества A в 2 раза начальная скорость реакции увеличивается в 4 раза, а при увеличении начальной концентрации вещества B в 2 раза начальная скорость реакции увеличивается в 2,83 раза, а при увеличении начальной концентрации вещества C скорость реакции не изменяется.

23. Как записать выражение закона действующих масс для следующих простых реакций?

2H2(г)+ O2(г)= 2H2O(г);

O2(г) + 2Zn(к) = 2ZnO(к).

24. Как изменится скорость реакции

2NO(г) + Cl2(г) =2NOCl(г)

при увеличении концентрации NO(г) в 3 раза?

25. Реакция H2 + I2 =2HI протекает с заметной скоростью с образованием активированного комплекса. Объясните её механизм.

26. Во сколько раз увеличится скорость реакции, для которой температурный коэффициент равен 2,5 при увеличении температуры от 40 до 900С?

27. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 300, если температурный коэффициент ее скорости равен 3?

28. Во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакций в системе:

2SО2(г.) + О2(г.) ↔ 2SО3(г.),

если объем газовой смеси уменьшить в 3 раза?

29. Как изменится скорость реакции

2NO (г) + O2(г) → 2 NO2(г), если:

а) увеличить давление в системе в 2 раза, б) повысить концентрацию NO в 2 раза, в) повысить концентрацию О2 в 2 раза?

30. Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 40о?

# Лабораторная работа № 6

**ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

***Цель работы*** *-* изучить влияние различных факторов на смещение

химического равновесия.

***Опыт 1****.* **Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия**

Реакцию между хлоридом железа(III) и тиоцианатом калия можно выразить уравнением: FeCl3 + 3KNСS  Fe(NСS)3 + 3KCl.

При смешивании растворов исходных веществ образуется малодиссоциирующее соединение – тиоцианат железа(III), который интенсивно окрашен в темно-красный цвет, FeCl3 – в желтый, KNСS и KCl– бесцветные. По изменению интенсивности окраски раствора можно определить направление смещения равновесия при изменении концентрации какого–либо из реагирующих веществ.

В пробирке смешайте по 3 мл разбавленных растворов хлорида железа(III) и тиоцианата калия. Полученный окрашенный раствор разлейте поровну в четыре пробирки. Первая пробирка остается для эталона. Во вторую пробирку добавьте 2–3 капли насыщенного раствора хлорида железа(III), в третью – несколько кристаллов тиоцианата калия, в четвертую всыпьте немного кристаллов хлорида калия, встряхните. Сравните окраску растворов в этих пробирках с окраской контрольного раствора в первой пробирке. Результаты запишите в табл.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № пробирки | Добавленный реагент | Изменение интенсивности окраски | Направление смещения равновесия |
| 1 | - | Эталон |  |
| 2 | FeCl3 |  |  |
| 3 | KNСS |  |  |
| 4 | KCl |  |  |

В отчете заполните таблицу и укажите направление смещения равновесия. Напишите выражение константы равновесия. Согласуется ли смещение равновесия, установленное Вами, с принципом Ле Шателье?

***Опыт 2****.***Влияние рН среды на состояние химического равновесия**

К 1–2 мл 1моль/л раствора хромата калия добавляйте при встряхивании по каплям раствор серной кислоты до перехода желтой окраски в оранжевую, что обусловлено превращением хромат–иона в дихромат–ион: 2CrO42– + 2H+  Cr2O72–+ H2O.

При добавлении в полученный оранжевый раствор нескольких капель раствора щелочи окраска вновь переходит в желтую.

Напишите уравнение реакции взаимодействия дихромата калия с гидроксидом натрия в молекулярной и ионно-молекулярной формах и выражение константы изученного равновесия и объясните свои наблюдения на основании принципа Ле Шателье.

***Опыт 3.* Влияние температуры на смещение химического равновесия**

Модельная реакция – образования комплекса иода с крахмалом:

I2 (раствор) + крахмал иодокрахмал ∆Н<0

Из веществ системы иодокрахмал  окрашенв синий цвет,  крахмал бесцветен, а разбавленные водные растворы иода в зависимости от концентрации иода окрашены в бедно-жёлтый цвет (сильно разбавленные растворы – бесцветны). Поэтому всякое изменение температуры оказывает влияние на изменение цвета раствора.

1. В две пробирки налейте небольшое количество раствора крахмала (крахмального клейстера).
2. В обе пробирки добавьте по 3-4 капли спиртового раствора иода до появления синей окраски.
3. Одну пробирку нагрейте и наблюдайте изменение окраски, вторую – оставьте для контроля.
4. Когда окраска раствора изменится, охладите пробирку водой из-под крана и наблюдайте изменение окраски.

Результаты опытов сведите в табл.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № операции | Исходная окраска | Изменение температуры (нагревание/охлаждение) | Цвет раствора после изменения температуры | Направление смещения равновесия |
| 1 |  |  |  |  |
| 2 |  |  |  |  |

###### **Обработка результатов опыта**

1. Напишите выражение константы равновесия данной реакции. Укажите, как изменение температуры раствора влияет на смещение равновесия в системе.

2. Объясните, почему изменилась окраска раствора. Сделайте ВЫВОД о направлении смещения равновесия при нагревании и охлаждении раствора и укажите его стрелкой (→ или ←).

***Опыт 4.*** **Влияние одноимённого (общего) иона на смещение равновесия в растворе слабой кислоты**

Налейте в пробирку 4-5 мл 2 моль/л раствора уксусной кислоты и добавьте 2 капли раствора метилоранжа. Обратите внимание на цвет раствора. Полученный раствор разделите на две пробирки. В одну из них добавьте немного кристаллического ацетата натрия CH3COONa и перемешайте стеклянной палочкой. Сравните окраску растворов в обеих пробирках.

###### **Обработка результатов опыта**

1. Напишите уравнение ионизации уксусной кислоты и выражение её константы кислотности.

2. Выпишите из справочника значение константы кислотности уксусной кислоты и вычислите рН 2 моль/л раствора CH3COOH.

3. Объясните, почему изменилась окраска раствора уксусной кислоты после добавления ацетата натрия. Укажите стрелкой (→ или ←) направление смещения равновесия в растворе уксусной кислоты при увеличении концентрации ацетат-ионов.

***Опыт 5.*** **Влияние одноимённого (общего) иона на смещение равновесия в растворе слабого основания**

Налейте в пробирку 4-5 мл 2 моль/л раствора аммиака NH3 и добавьте 2 капли фенолфталеина. Обратите внимание на цвет раствора. Полученный раствор разделите на две пробирки. В одну из них добавьте немного кристаллического хлорида аммония NH4Cl и перемешайте стеклянной палочкой. Сравните окраску растворов в обеих пробирках.

###### **Обработка результатов опыта**

1. Напишите уравнение ионизации раствора аммиака и выражение его константы основности.

2. Выпишите из справочника значение константы основности аммиака и вычислите рН с концентрацией 2 моль/л раствора аммиака.

3. Объясните, почему изменилась окраска раствора аммиака после добавления хлорида аммония. Укажите стрелкой (→ или ←) направление смещения равновесия в растворе аммиака при увеличении концентрации иона аммония.

**Контрольные вопросы и задания**

1. Какие реакции называются обратимыми и какие - необратимыми?

2. Какое состояние системы называют химическим равновесием?

3. На основании какого закона выводится выражение константы равновесия и как читается этот закон?

4. Что показывает константа химического равновесия и от каких факторов она зависит? Влияет ли присутствие катализатора на константу равновесия?

5. Может ли измениться константа равновесия в ходе реакции?

6. Каких веществ, исходных или конечных, больше в равновесной системе, если

а) К << 1;

б) К >> 1?

7. Что называется смещением или сдвигом химического равновесия?

8. Как формулируется принцип смещения химического равновесия (принцип Ле-Шателье)?

9. Как можно сместить равновесие в сторону неионизированных молекул в растворе:

а) слабой кислоты;

б) слабого основания.

10. Что называют химическим равновесием и какие факторы влияют на смещение химического равновесия?

11. В какую сторону сместится химическое равновесие в системах

2CO + O2 →2CO2 ↑, Δ*Ho* = –566 кДж.

СaCO3 → CaO + CO2 ↑ , Δ*H*0 = 178 кДж.

При повышении: а) температуры; б) давления.

12. Рассчитать константу равновесия для обратимой реакции N2 + O2 → 2NO зная, что в состоянии равновесии [N2]р = 0,056 моль/л; [O2]р = 0,028 моль/л;

[NO]р = 0,044 моль/л.

13. Как следует изменить температуру, давление и концентрацию равновесной системы

2CO + O2 →2CO2 ↑, Δ*Ho* = –566 кДж,

чтобы повысить выход диоксида углерода?

14. В системе *А*(г) + 2*В*(г) = *С*(г) равновесные концентрации равны [*A*] = 0,06 моль/л, [*B*] = 0,12 моль/л, [*C*] = 0,216 моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ *А* и *В*.

2. Напишите выражение константы равновесия химической реакции: 2А + В 3С + 2D.

15. Найти значение константы скорости реакции А + В → АВ, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна 5,0•10-5 моль / л•мин ?

16. В каком направлении сместится равновесие в системе

Н2О + СО→ СО2 + Н2

при добавлении паров воды ?

17. В каком направлении сместится равновесие в системе

Ag+ + Cl- →AgCl

при добавлении хлорида натрия ?

18. В каком направлении сместится равновесие в системе

2СО (г) + О2(г) → 2СО2, ΔН0 = – 566 кДж

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

19. Что называют константой химического равновесия? Зависит ли она от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления?

20. Как можно управлять химическим равновесием? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?

21. Если константа скорости прямой реакции много меньше или много больше константы скорости обратной реакции, как это влияет на числовое значение константы равновесия и выход продуктов реакции?

22. Равновесие реакции 2H2(г)+O2(г)→2H2O(г) ; ΔH<0 смещается вправо при: 1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

23. В какую сторону сместится равновесие реакции 2SO2(г)+O2(г)→2SO3(г); ΔH<0 при повышении температуры?

24. Определите константу равновесия реакции

NOCl2(г)+NO(г) → 2NOCl(г), если при некоторой температуре равновесные концентрации веществ составляют [NOCl2]=0,05; [NO]=0,55; [NOCl]=0,08 моль/л.

25. Увеличение давления сместит равновесие процесса влево в случае:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| а | 2SO2 (г) + O2 (г)  2SO3 (г) | в | C (т) + O2 (г) CO2 (г) |
| б | 2CO (г) + O2 (г)  2CO2 (г) | г | SO3 (г) + H2O (г) H2S (г) + 2O2 (г) |

26. Понижение давления сместит равновесие влево в случае:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| а | V2O3(т) + H2(г)  2VO(т) + H2O(г) | в | C (т) + O2 (г) CO2 (г) |
| б | SO3(г) + H2O(г) H2S(г) + 2O2(г) | г | 2CO (г) + O2 (г)  2CO2 (г) |

27. Изменение давления не вызовет смещения равновесия в случае:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| а | 2SO2 (г) + O2 (г)  2SO3 (г) | в | C (т) + O2 (г) CO2 (г) |
| б | 2CO (г) + O2 (г)  2CO2 (г) | г | SO3(г) + H2O(г) H2S(г) + 2O2(г) |

28. Повышение температуры сместит равновесие вправо в случае:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| а | 2SO2 (г) + O2 (г)  2SO3 (г); ΔH0<0 |  |
| б | 2CO (г) + O2 (г)  2CO2 (г); ΔH0<0 |  |
| в | C (т) + O2 (г) CO2 (г); ΔH0<0 |  |
| г | SO3(г)+H2O(г)H2S(г)+2O2(г); ΔH0>0 |  |

29. Понижение температуры сместит равновесие влево в случае:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| а | 2SO2 (г) + O2 (г)  2SO3 (г); ΔH0<0 |  |
| б | 2CO (г) + O2 (г)  2CO2 (г); ΔH0<0 |  |
| в | C (т) + O2 (г) CO2 (г); ΔH0<0 |  |
| г | SO3(г)+H2O(г)H2S(г)+2O2(г); ΔH0>0 |  |

30. Увеличение концентрации кислорода сместит равновесие в сторону исходных веществ в случае:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| а | 2SO2 (г) + O2 (г)  2SO3 (г); ΔH0<0 |  | |
| б | 2CO (г) + O2 (г)  2CO2 (г); ΔH0<0 |  | |
| в | C (т) + O2 (г) CO2 (г); ΔH0<0 | |
| г | SO3(г)+H2O(г)H2S(г)+2O2(г); ΔH0>0 | |

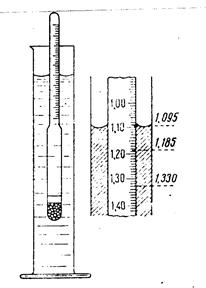
# Лабораторная работа № 7

## ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ И ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИХ КОНЦЕНТРАЦИИ

***Цель работы*** *-* приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации из сухой соли или более концентрированного раствора.

***Опыт 1****.* **Приготовление водного раствора из навески твердого вещества**

Получить значение процентной концентрации и рассчитать навеску соли хлорида натрия и воды, необходимых для приготовления 200 г у преподавателя. При помощи воронки перенести данную навеску в мерный цилиндр емкостью 250 мл. Добавить небольшое количество воды (50 % от расчетного) и растворить соль в воде. Затем, добавить остальную воду в цилиндр небольшими порциями и тщательно перемешать. Замерить плотность полученного раствора ареометром. Уровень жидкости должен быть ниже края цилиндра на 3-4 см. Осторожно опустите ареометр в раствор. Ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Отсчет плотности по уровню жидкости производите по нижнему краю мениска жидкости. Его применение основано на том, что плавающее тело погружается в жидкость до тех пор, пока масса вытесненной им жидкости не станет, равна массе самого тела (закон Архимеда). В расширенной нижней части ареометра помещен груз, на узкой верхней части – шейке - нанесены деления, указывающие плотность жидкости, в которой плавает ареометр.



Ареометр и отсчет по его шкале

Концентрацию исследуемого раствора находят, пользуясь табличными данными о плотности в зависимости от концентрации раствора. Плотность водных растворов хлорида натрия приведена в табл. По таблице найдите и запишите массовую долю (в %) раствора, отвечающую этой плотности.

###### **Обработка результатов опыта**

– кратко опишите методику приготовления раствора;

– по результатам измеренной плотности приготовленного раствора определите по таблице процентную концентрацию и определите погрешность приготовления раствора;

- рассчитайте молярную концентрацию приготовленного раствора.

***Опыт 2****.* **Приготовление раствора разбавлением более концентрированного раствора**

В мерный цилиндр наливают раствор хлорида натрия и ареометром

определяют его плотность. По таблице находят концентрацию исходного раствора [ в % ( масс) ].

Получите у преподавателя задание на приготовление раствора. Рассчитайте объем исходного раствора и воды, необходимые для приготовления 150 мл раствора предложенной меньшей концентрации.

Исходный раствор поваренной соли отмеряют цилиндром на 100 мл и выливают в цилиндр емкостью 250 мл. Воду отмеряют тем же цилиндром что и исходный раствор. Вначале цилиндр ополаскивают небольшим объемом воды (50 % от рассчитанного объема) и выливают в цилиндр где находится исходный раствор, находящийся в цилиндре объемом 250 мл. Затем добавляют оставшийся объем воды и приготовленный раствор тщательно перемешивают. Проверяют плотность и концентрацию полученного раствора.

###### **Обработка результатов опыта**

– кратко опишите методику приготовления раствора;

– по результатам измеренной плотности приготовленного раствора определите по таблице процентную концентрацию и определите погрешность приготовления раствора;

- рассчитайте титр приготовленного раствора.

**Контрольные вопросы и задания**

1. Что называется раствором?

2. Что называется сольватацией?

3. Что называется сольватами?

1. Что называется гидратацией?
2. Что называется гидратами?
3. Три стадии процесса растворения
4. Тепловой эффект процесса растворения.
5. Что называется контракцией?
6. Что называется идеальным раствором?

10. Что называется ненасыщенным раствором?

11. Что называется насыщенным раствором?

12. Что называется пересыщенным раствором?

13. Что называется растворимостью вещества?

14. Какие вещества называют электролитами? По какому принципу их разделяют на сильные и слабые электролиты?

15. Напишите уравнения электролитической диссоциации известных вам сильных кислот и оснований в водных растворах.

16. Что служит количественными характеристиками процесса электролитической диссоциации?

17. В каком объёме воды (плотность воды = 1 г/мл) следует растворить 50 г соли для получения 10 % раствора?

18. Смешаны 200 г 20%(масс.) раствора фосфорной кислоты и 400 г 50% (масс.) раствора той же кислоты. Какова процентная концентрация кислоты в

полученном растворе?

19. Найдите массу воды, необходимую для приготовления 1,5 моляльного

раствора хлорида натрия, если имеется 10 г NaCl.

20. Какую массу раствора с массовой долей карбоната натрия 40% надо при-

бавить к воде объемом 40 мл для получения раствора с массовой долей

соли 6%?

21. Какого объема раствор с массовой долей СuSO4, равной 1% (ρ = 1,02 г/мл), потребуется для растворения 100 г медного купороса CuSO4•5H2O, если надо получить раствор, в котором массовая доля СuSO4 составляла бы 10% ?

22. Для приготовления 5%-ного (по массе) раствора MgSO4 взято 400 г MgSO4 •7H2O. Найдите массу полученного раствора.

23. К 100 мл 10%-ного раствора хлорида калия (ρ=1,063 г/мл) прибавили 100

мл воды. Вычислите массовую долю вещества в полученном растворе.

24. К раствору массой 250 г, массовая доля соли в котором составляет 10%,

прилили воду объемом 150 мл. Приняв плотность воды равной 1 г/мл, определите массовую долю соли в полученном растворе.

25. Сколько мл 0,5 М раствора H2SO4 можно приготовить из 15 мл 2,5 М

раствора?

26. Какой объем 0,1 М раствора H3PO4 можно приготовить из 75 мл 0,75 н.

раствора?

27. Плотность 40%-ного (по массе) раствора HNO3 равна 1,25 г/мл. Рассчи-

тайте молярность, моляльность и нормальность этого раствора.

28. Какой объем 10% (по массе) H2SO4 (ρ=1,07 г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16,0 г NaOH ?

29. Вычислить массу воды, необходимую для приготовления 200 г 20%-ного раствора нитрата натрия.

30. В 5 л раствора содержится 17,1 г Ba(OH)2. Определить молярную концентрацию раствора.

# Лабораторная работа № 8

## ИОННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

***Опыт 1.* Изменение окраски раствора индикатора**

**в зависимости от реакции среды.**

В три пробирки налейте приблизительно по 1 мл дистиллированной воды и добавьте по 3-5 капель в первую пробирку метилоранж, во вторую пробирку лакмус, в третью пробирку – фенолфталеин. Отметьте в таблице окраску растворов в нейтральной среде. Затем в каждую из трех пробирок добавьте по 3-5 капель серной кислоты (создавая кислотную среду) и наблюдайте и запишите окраску растворов в каждой из пробирок. Затем в каждую из трех пробирок добавьте щелочь до изменения окраски растворов. Данные запишите в таблицу.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Индикатор | Нейтральная среда | Кислотная среда | Щелочная среда |
| Метилоранж |  |  |  |
| Лакмус |  |  |  |
| Фенолфталеин |  |  |  |

###### **Обработка результатов опыта**

- сделайте вывод о изменении окраски основных индикаторов в зависимости от характера среды раствора.

***Опыт 2.* Зависимость pH водных растворов HCl от концентрации**

Приготовить 100 мл 0,1 М раствор HCl. Методом последовательного разбавления приготовить 10-2 М, 10-3 М, 10-4 М растворы HCl. Для этого пробу 10 мл 0,1 М раствора, взятую мерной пипеткой, перенести в мерную колбу на 100 мл, довести объем раствора дистиллированной водой до метки и

перемешать раствор. Полученный 10-2 М раствор HCl, в свою очередь, разбавить в 10 раз и т. д. Растворы перенести в пронумерованные стаканы и измерить pH прибором рН-метром, начиная с минимальной концентрации.



Сравнить полученные значения pH с рассчитанными. Полученные данные занести в табл.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Концентрация НСl, моль/л | рН экспериментальное | рН опытное |
| 10-1 |  |  |
| *10*-2 |  |  |
| *10*-3 |  |  |
| *10*-4 |  |  |

###### **Обработка результатов опыта**

– сравните рассчитанные и опытные значения рН;

– укажите, как меняется рН растворов исследованной кислоты (или основания) при разбавлении.

***Опыт 3****.***Изучение ионного равновесия в растворах слабых кислот**

Объектом исследования является раствор слабой уксусной кислоты. Для заданных концентраций кислоты рассчитайте теоретические значения рН, используя численное значение константы диссоциации заданной слабой кислоты и ее концентрацию.

Определите рН приготовленных растворов с помощью рН-метра или с помощью индикаторной бумаги. Полученные результаты занесите в таблицу.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Молярная концентрация кислоты, моль/л | Концентрация ионов H+  рассчитанная, моль/л | рН  рассчитан-ный | рН  опытный | Концентрация ионов H+ опытная, моль/л |
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |

###### **Обработка результатов опыта**

– по измеренному рН и заданной молярной концентрации кислоты рассчитайте степень диссоциации уксусной кислоты для всех заданных концентраций;

– сделайте вывод о влиянии разбавления на степень диссоциации кислоты;

– рассчитайте константу диссоциации слабой кислоты для всех изученных концентраций;

– сделайте вывод о том, зависит ли константа диссоциации слабой кислоты от ее концентрации;

– вычислите среднее значение константы диссоциации и сравните его с табличным значением.

**Контрольные вопросы и задания**

1. Во сколько раз концентрация ионов Н+ в 0,1 н. растворе HNO2 больше, чем в 0,1 н. растворе HCN?

2. Угольная кислота диссоциирует преимущественно по первой ступени. Концентрация ионов водорода в 0,005 М растворе равна 4,25⋅10–5 моль/л. Определите константу диссоциации Н2СО3 по первой ступени.

3. Какова концентрация ионов CN− в 1 л 0,01 н раствора HCN, в котором еще содержится 0,5 моль HBr? Кажущаяся степень диссоциации бромистоводородной кислоты равна 89,8%.

4. Степень диссоциации щавелевой кислоты Н2С2О4 по первой ступени в 1 н. растворе равна 23,3%. При какой концентрации она станет равной 9%?

5. Чему равна массовая доля СН3СООН в растворе с плотностью 1 г/мл, для которого [H+]=3,6⋅10–6 моль/л и α=3%?

6. Вычислите рН 0,01 н раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.

7. Определите рН раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH. Диссоциацию основания считать полной.

8. Во сколько раз концентрация ионов водорода в крови (рН=7,36) больше, чем в спинномозговой жидкости (рН=7,53)?

9. Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,2 н. растворе равна 0,03. Вычислите значения [H+], [OH−] и рОН для этого раствора.

10. Вычислите рН 0,2 М раствора НСООН, к 1 л которого добавлено 3,4 г НСООNa, если α(HCOONa)=93%.

11. Каким значением рН характеризуется раствор уксусной кислоты, в котором ее массовая доля составляет 0,6% (плотность раствора *ρ*=1 г/мл)? Сколько воды надо прибавить к этому раствору объемом 1 л, чтобы значение рН стало равным 3?

12. Как изменится рН воды при ее нагревании с 25 до 60оС? При t=60оС *К*w=9,61⋅10–14.

13. Определить константу диссоциации и pH для 0,5 нормального раствора азотной кислоты (HNO3), если степень диссоциации равна 10 %.

14. Рассчитать рН раствора 0,04 М хлорноватистой кислоты (HClO).

15. Раствор соляной кислоты (HCl) объемом 1,8 мл (плотность 1,18 г/мл) с массовой долей вещества 36 процентов, разбавили водой до 1 литра. Найти pH раствора полученного?

16. Рассчитать pH 0,1 молярного раствора гидроксида натрия (NaOH).

17. Вычислить pH 1-процентного раствора муравьиной кислоты (HCOOH), cчитая, что плотность раствора равна 1,1 г/см3. Константа диссоциации составляет 2,1 ∙ 10-4.

18. Вычислить pH раствора, если к 3 литрам воды прибавили 2 миллилитра 96-процентной серной кислоты (H2SO4), плотность которой 1,84 г/см3.

19. pH раствора 4,4. Определить концентрацию ионов водорода в этом растворе.

20. Чему равны pH и pOH 0,01 M раствора соляной кислоты (HCl)?

21. Определите pH раствор с [H+] = 0,015М (моль/л).

22. Определить концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого равен 4,60.

23. Чему равна концентрация гидроксид – ионов в растворе, pH которого равен 10,80?

24. Определите концентрацию (моль/л) ионов H+ в растворе, если pH среды равен 12,7.

25. Определите pH среды, если концентрация ионов OH– в растворе составляет 1,8·10–9 моль/л.

26. Вычислите молярную концентрацию ионов водорода и рН в 0,01 молярном растворе гидроксида калия.

27. Водородный показатель раствора рН = 3. Определите молярную концентрацию иона водорода и гидроксид-иона в этом растворе.

28. Молярная концентрация гидроксид-иона равна 10-3 моль/л. Вычислите рН и концентрацию иона водорода в растворе.

29. Вычислите рН и концентрацию гидроксид-иона в 0,1%-ном растворе соляной кислоты. Степень элект­ро­­литической диссоциации и плотность раствора счи­тать равными единице.

30. Вычислите молярную концентрацию гидроксид-иона и рН в 0,01 нормальном растворе азотной кислоты.

# Лабораторная работа № 9

## ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

***Целью работы***является проведение гидролиза некоторых солей, изучение влияния состава солей и внешних условий на полноту их гидролиза.

***Опыт 1.*** **Определение** **рН раствора от природы соли при гидролизе**

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести по одной капле растворов следующих наборов солей известных концентраций (0,5 М):

1) нитрат висмута, сульфат натрия, карбонат натрия

2) нитрат натрия, хлорид аммония, сульфит натрия

3) хлорид натрия, ацетат натрия, сульфат цинка

4) сульфат алюминия, карбонат натрия, хлорид натрия

5) нитрат свинца, сульфат натрия, нитрит натрия.

|  |  |
| --- | --- |
| 6) хлорид меди (II), хлорид бария, ацетат кальция.  7) перхлорат натрия, сульфат аммония, сульфид аммония.  8) ортоарсенат натрия, сульфат кобальта (II), хлорид алюминия.  9) хлорид хрома (III), сульфат калия, сульфид натрия.  10) нитрат цинка, иодид калия, ортофосфат натрия.  11) хлорид марганца (II), карбонат аммония, гидрокарбонат натрия.  12) сульфид рубидия, нитрид калия, сульфат лития, Na2HPO4.  13) ацетат магния, хлорид олова (II), нитрат аммония.  14) гидросульфид натрия, сульфат лития, нитрат висмута.  15) сульфид бария, сульфат алюминия, хлорид калия. |  |

В каком случае протекает гидролиз? Определить рН растворов, результаты опыта оформить в виде таблицы:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № | Формула соли | Среда | рН опытное | рН расчетное |
| 1 |  |  |  |  |
| 2 |  |  |  |  |
| 3 |  |  |  |  |

###### **Обработка результатов опыта**

– напишите молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций гидролиза солей по первой ступени, укажите, по какому иону (катиону или аниону), протекает гидролиз солей;

– рассчитайте рН и степень гидролиза 0,5 моль/л растворов исследованных солей по первой ступени, сравните экспериментальные и теоретические значения рН.

***Опыт 2.* Влияние температуры на степень гидролиза**

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора ацетата натрия и 1-2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. На газовой горелке нагрейте раствор до кипения. Изменилась ли окраска раствора? Объясните наблюдаемое явление.

###### **Обработка результатов опыта**

– напишите молекулярное и ионно–молекулярное уравнение гидролиза ацетата натрия, сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

***Опыт 3.* Смещение равновесия в реакции гидролиза**

В пробирку налейте 5-10 капель раствора хлорида сурьмы (III) и постепенно разбавляйте его водой. Что наблюдается? Прибавьте в пробирку с выпавшим осадком несколько капель концентрированной хлороводородной кислоты. Что происходит с осадком?

###### **Обработка результатов опыта**

- напишите уравнения гидролиза соли (гидролиз идет по двум ступеням) в молекулярной и ионно-молекулярной форме с образованием оксосоли;

- объясните, почему при добавлении одноименной кислоты происходит растворение осадка.

***Опыт 4.* Изучение влияния состава аниона на его гидролиз**

Приготовьте 0,5 моль/л растворы солей Na3РO4; Na2НРO4 ; NaН2РO4 и измерьте рН этих растворов.

###### **Обработка результатов опыта**

– напишите уравнения гидролиза в молекулярном и ионно–молекулярном виде для каждой соли;

– рассчитайте рН при гидролизе каждой соли;

– сравните измеренное значение рН и расчетное, делайте вывод о влиянии состава аниона на гидролиз соли.

Опыт 5. **Взаимное усиление гидролиза двух солей**

К 5 - 6 каплям раствора сульфата алюминия прибавить такой же объем раствора карбоната натрия. Обратите внимание на образование осадка и выделение газа.

###### **Обработка результатов опыта**

– напишите уравнения всех ступеней гидролиза для каждой соли и суммарное уравнение совместного гидролиза в молекулярном и ионно–молекулярном виде, имея в виду, что образовавшийся в опыте осадок является гидроксидом алюминия, а выделяющийся газ – углекислый газ;

– сделайте вывод о причине совместного гидролиза солей.

**Контрольные вопросы и задания**

1. Напишите по три формулы солей, растворимых в воде и состоящих из катиона сильного основания и аниона слабой кислоты, катиона слабого основания и аниона сильной кислоты, катиона сильного основания и аниона

сильной кислоты, а также три формулы солей, не существующих в водных

растворах.

2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза карбоната натрия и нитрата меди по первой и второй ступени. Почему гидролиз солей, образованных катионом многоатомного слабого основания и

анионом сильной кислоты или катионом сильного основания и анионом многоосновной слабой кислоты, идет в обычных условиях ( без нагревания и не в сильно разбавленных растворах) только по первой ступени?

3. Почему соли, состоящие из катионов сильного основания и анионов сильной кислоты, не подвергаются гидролизу? Приведите два примера.

4. В таблице растворимости солей в воде указано, что не существует водных

растворов некоторых солей (прочерк в таблице). Почему? Какие реакции происходят при взаимодействии этих солей с водой? Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме реакции гидролиза сульфида алюминия и сульфита хрома (III).

5. Как вычистить константу гидролиза соли? Какая соль лучше гидролизуется: карбонат натрия или гидрокарбонат натрия, фосфат натрия или фторид натрия (молярные концентрации солей одинаковы)?

6. По каким формулам можно рассчитать степень гидролиза соли и рН среды?

7. Вычислите Кгидр , степень гидролиза (h) и рН 10-3 М растворов фосфата калия и хлорида меди (для иона CuOH+ Kдис=1•10-7). Активную концентрацию фосфат-иона и иона меди считать равной молярной концентрации.

8. Как влияет повышение температуры на степень гидролиза?

9. Как влияет разбавление раствора водой на степень гидролиза?

10. Какую реакцию среды (рН) имеют водные растворы сульфата калия, бромида бария? Почему?

11. Что получится при сливании одинаковых объёмов растворов сульфата алюминия и сульфида натрия одинаковой нормальной концентрации? Какая

при этом получится среда: нейтральная, слабокислая или слабощелочная? Напишите уравнения реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

12. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K2S и СrСl3. Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.

13. К раствору FeCl3 добавили следующие вещества: a) HCl; б) КОН; в) ZnCl2; г) Na2СО3. В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

14. Какие из солей Al2(SO4)3, K2S, Pb(NO3)2, КСl подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение (7< рН <7) имеют растворы этих солей?

15. При смешивании растворов FeCl3 и Na2СО3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.

16. К раствору Nа2СО3 добавили следующие вещества: a) HCl; б) NaOH; в) Cu(NО3)2; г) K2S. В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

17. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы солей Na2S, А1Сl3, NiSO4? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

18. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей Pb(NO3)2, Na2CO3, Fe2(SO4)3. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы этих солей?

19. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CН3СООК, ZnSО4, А1(NO3)3. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы этих солей?

20. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы солей Na3PO4, K2S, CuSO4? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

21. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CuCl2, Сs2СО3, Сr(NО3)3. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы этих солей?

22. Какие из солей RbCl, Сr2(SО4)3, Ni(NО3)2, Na2SO3 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы этих солей?

23. К раствору Al2(SO4)3 добавили следующие вещества: а) Н2SО4; б) КОН, в) Na2SO3; г) ZnSO4. В каких случаях гидролиз сульфата алюминия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

24. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na2СО3 или Na2SO3; FеС13 или FeCl2? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

25. При смешивании растворов A12(SO4)3 и Na2CO3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение происходящего совместного гидролиза.

26. Какие из солей NaBr, Na2S, K2CO3, CoCl2 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы этих солей?

27. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: NaCN или NaClO; MgCl2 или ZnCl2? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

28. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли, раствор которой имеет: а) щелочную реакцию; б) кислую реакцию.

29. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы следующих солей: К3РО4, Pb(NO3)2, Na2S? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

30. Какие из солей К2СО3, FeCl3, K2SO4, ZnCl2 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение рН (7< рН <7) имеют растворы этих солей?

# Лабораторная работа № 10

## КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

***Цель работы*** *- э*кспериментальное ознакомление с методами получения комплексных соединений, а также изучение их свойств

***Опыт 1.*** **Получение соединения с комплексным анионом**

В пробирку внести 3 – 5 капель раствора хлорида или сульфата хрома и добавлять по каплям раствор гидроксида калия или натрия до образования вначале осадка, а затем до его полного растворения. Почему растворяется осадок? Пользуясь таблицей произведений растворимости, выберите осадитель, способный разрушить полученный комплекс за счет перевода иона–комплексообразователя из комплекса в осадок. Экспериментально проверьте свой выбор.

###### **Обработка результатов опыта**

**–** напишите в молекулярной и ионно–молекулярной формах уравнение реакции образования осадка гидроксида хрома (III);

– под формулой осадка укажите его внешний вид и название;

– составьте в ионно–молекулярной форме уравнение реакции растворения осадка в избытке лиганда; под формулой комплексного иона укажите его цвет и название; координационное число (КЧ) катиона комплексообразователя равно 6;

– в ионно–молекулярной форме напишите уравнение реакции разрушения полученного Вами комплексного иона под воздействием выбранного осадителя.

– под формулой образовавшегося осадка укажите его внешний вид и название;

– объясните причину разрушения комплекса и перехода комплексообразователя в осадок, сопоставив численные значения константы нестойкости Вашего комплекса и произведения растворимости образовавшегося осадка, воспользовавшись для этого справочными данными.

***Опыт 2.* Получение соединения с комплексным катионом**

К 5 – 6 каплям раствора сульфата меди добавлять 25 %-ный раствор аммиака до полного растворения образующегося в начале осадка гидроксида меди(II).

###### **Обработка результатов опыта**

– написать уравнение реакций, приводящих к образованию осадка гидроксида меди(II);

– написать уравнение образования комплексного соединения с координационным числом комплексообразователя 4;

– написать уравнение уравнение электролитической диссоциации всего соединения и комплексного иона;

– написать формулы для расчёта константы диссоциации всего соединения и константы нестойкости комплекса.

***Опыт 3.* Получение двойного комплексного соединения**

Двойными называются такие комплексные соединения, в которых комплексами являются и катион, и анион. Для получения одного из таких соединений в пробирку внести 3 – 5 капель раствора желтой кровяной соли – раствора гексацианоферрата (II) калия K4[Fe(CN)6] и 5 – 6 капель раствора сульфата никеля. К полученному осадку гексацианоферрата (II) никеля Ni2[Fe(CN)6] добавить 25 %-ный раствор аммиака до полного растворения осадка. Одновременно наблюдать образование бледно-лиловых кристаллов комплексной соли [Ni(NH3)6]2[Fe(CN)6].

###### **Обработка результатов опыта**

– привести уравнения реакций образования гексациано-феррата (II) никеля(II) и взаимодействие его с аммиаком;

– привести название полученной комплексной соли;

– определить и указать заряды комплексного катиона, аниона и обоих комплексообразователей.

***Опыт 4.* Реакции замещения лиганда**

К раствору хлорида кобальта (II), окраска которого обусловлена аквакомплексом, добавьте шпателем небольшое количество кристаллического вещества тиоционата калия при встряхивании пробирки до изменения окраски раствора, которая теперь определяется новым комплексом. В полученный раствор добавляйте постепенно по каплям при непрерывном перемешивании дистиллированную воду до возвращения первоначальной окраски.

###### **Обработка результатов опыта**

– в ионно–молекулярной форме составьте уравнение для проделанного опыта; под формулами комплексных ионов укажите их окраску и название;

– объясните Ваши наблюдения с позиций принципа Ле Шателье;

– в ионно–молекулярной форме напишите уравнение для каждой ступени последовательного замещения молекул воды в аквакомплексе добавляемым лигандом;

– что можно сказать об устойчивости нового комплекса в водном растворе?

***Опыт 5.* Окислительно-восстановительная реакция**

**с участием комплексного соединения**

К 4 – 5 каплям раствора перманганата калия добавить для создания кислой среды 2 – 3 капли раствора серной кислоты, а затем по каплям раствор «желтой кровяной соли» K4[Fe(CN)6], обладающей восстановительными свойствами. Наблюдать обесцвечивание раствора.

###### **Обработка результатов опыта**

– написать уравнение окислительно-восстановительной реакции, в которой марганец (+7) восстанавливается до марганца(+2), а железо(+2) окисляется до железа(+3) с образованием нового комплексного соединения;

– по таблице стандартных окислительно–восстановительных потенциалов подберите другой окислитель для гексацианоферрат(II) – иона. Экспериментально проверьте свой выбор.

**Контрольные вопросы и задания**

1. Определите, чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях: а) Mg[CuI4],

б) [Pd(NH3)4]SO4, в) [Al(H2O)5Cl]Br2.

2. Напишите формулы следующих комплексных соединений:

а) тетрацианодиамминплатинат (II) калия, б) динитротетраакваалюминия (III) бромид. В ответе укажите заряд комплексного иона и координационное число комплексообразователя.

3. Определите, каким станет заряд комплексного иона [Cd(NСS)4]2–, если три тиоцианидных лиганда заменить на три молекулы аммиака.

4. Составьте координационную формулу соединения NiBr2·5NH3, если координационное число комплексообразователя равно 6. В ответе укажите заряд комплексного иона.

5. Напишите уравнение первичной диссоциации в водном растворе комплексной соли Ca2[Fe(CN)6]. В ответе укажите количество образующихся положительно заряженных ионов.

6. Напишите уравнение диссоциации комплексного иона [Zn(NH3)3CN]+. В ответе укажите общее количество ионов и молекул, образующихся при диссоциации.

7. Определить степень окисления центрального иона и назвать вещество.

[Сu(NH3)4]SO4 ; K2[HgI4]

8. Построить формулы веществ по названиям:

а) дицианоаргенат калия;

б) гексанитрокобальтат (III) калия.

9. Постройте формулы веществ по названиям:

а) гексацианоплатинат (IV) калия;

б) нитрат хлоронитротетраамминкобальта (III);

в) трихлоротриамминкобальт.

10. В комплексных соединениях:

а) K2[ZnCl4] ; K2[Zn(OH)4],

б) [Ni(NH3)6]Cl2 ; [Cr(NH3)3(H2O)3]Cl3

отметьте внутреннюю (координационную) и внешнюю сферы комплексов, укажите комплексообразователь и лиганды. Какие из соединений содержат катионный комплекс, какие – анионный и какие комплексы электронейтральны? Назовите эти соединения.

11. Определите степень окисления и координационное число комплексообра-

зователя в следующих комплексных соединениях и назовите их.

а) K[PtCl4] ; H[Co(CN)4(H2O)2]

б) Ca[ZrF6] ; Cu2[Fe(CN)6]

12. Известно, что из раствора комплексной соли CoCl3 • 6NH3 нитрат серебра

осаждает весь хлор, а из раствора CoCl3 •5NH3 только 2/3 хлора. Исходя из

этого, напишите координационные формулы обоих соединений и уравнения их диссоциации.

13. Из каких солей можно получить K3[Fe(CN)6] ? Напишите уравнение реакции.

14. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации в растворе следующих соединений и выражение констант нестойкости их комплексных ионов или электронейтральных комплексных молекул:

a) [Cu(NH3)4]SO4 ; (NH4)2[Fe(SO4)2]

б) [Co(H2O)2(NH3)4Cl]Cl2 ; H[Co(H2O)2(CN)4]

15. Какой комплексный ион прочнее и почему? Чем Вы это можете подтвердить? [Ag(NH3)2]+ или [Ag(CN)2]-

16. Какое основание является более сильным: Cu(OH)2 или [Cu(NH3)4](OH)2?

17. Какая кислота сильнее: HCN или H[Ag(CN)2]? Дайте обоснованный ответ.

18. Чем объяснить, что раствор CdCl2 при действии щелочи дает осадок Cd(OH)2, а раствор [Cd(NH3)4]Cl2 осадка не образует?

19. Что называется константой нестойкости комплексного иона? Пользуясь

таблицей констант нестойкости комплексных ионов расположите в порядке повышения устойчивости следующие ионы:

[Cd(H2O)4]2+, [Cu(CN)4]2-.

20. Что происходит при действии раствора аммиака на Cu(OH)2?

Рассчитайте и сравните концентрации ионов Cu2+ в насыщенном растворе Cu(OH)2 (ПР=2 •10-20) и в 0,1М растворе [Cu(NH3)4]2+ (Кн=9,3 •10-13), содержащем 0,2 моль/л избыточного NH3.

21. 0,1М раствор [Ag(NH3)2]NO3 содержит 1 моль избыточного аммиака. При какой концентрации ионов Cl-, Br- и I- начнется образование соответствующего малорастворимого галогенида серебра?

22. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях [Сu(NН3)4]SO4, К2[РtСl6], K[Ag(CN)2]. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

23. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: PtCl4•6NН3, РtСl4•4NH3. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?

24. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: СоС13•6NH3, CoCl3•5NH3, СоС13•4NH3. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

25. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях Rb[SbBr6], K[SbCl6], Na[Sb(SO4)2]. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

26. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: AgCl•2NH3, AgCN•KCN, AgNO2•NaNO2. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

27. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях К4[Fе(СN)6], K4[TiCl8], К2[НgI4]. Как диссоциируют эти соединения э водных растворах?

28. Из сочетания частиц Со3+, NH3, NO2– и К+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одна из которых [Со(NН3)6](NO2)3. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

29. Определите, чему равен заряд следующих комплексных ионов: [Cr(H2O)4Cl2], [HgBr4], [Fe(CN)6], если комплексообразователями являются Сr3+, Hg2+, Fe3+. Напишите формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.

30. Определите заряд следующих комплексных ионов: [Cr(NH3)5NO3]; [Pt(NH3)Cl3], [Ni(CN)4], если комплексообразователями являются Сr3+, Pt2+, Ni2+. Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.

# 

# Лабораторная работа № 11

## РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

***Цель работы*** *-* провести некоторые необратимые и обратимые реакции в водных растворах и выразить их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями а также изучить влияние условий взаимодействия на состояние равновесия ионообменных реакций.

***Опыт 1.*** **Получение малорастворимых солей**

В три пробирки внести по 1 мл растворов нитрата свинца (II) и прилить в одну раствор йодида калия, в другую – хромата калия, в третью сульфата натрия. Отметьте цвет и внешний вид выпавших осадков.

###### **Обработка результатов опыта**

– напишите молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций и приведите значения произведений растворимости полученных малорастворимых веществ;

– под молекулярной формулой вещества, выпавшего в осадок, укажите его цвет и внешний вид;

– исходя из значения произведения растворимости осадка, рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса для проделанной реакции и докажите ее необратимость;

– исходя из значений ПР полученных соединений, вычислить для каждого концентрацию ионов Pb2+, соответствующую состоянию равновесия с твердой фазой;

– вычислить объем воды, необходимый для растворения одного грамма каждого вещества.

***Опыт 2.* Получение малорастворимых оснований**

В три пробирки внести по 2 - 3 капли растворов солей хлорида магния, сульфата меди (II) и нитрата висмута (III); в каждую добавить гидроксид натрия до выпадения осадка.

###### **Обработка результатов опыта**

– описать окраску и зернистость полученных оснований;

– написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

***Опыт 3.* Ионообменная реакция с образованием газообразного продукта**

В пробирку налить несколько капель раствора хлорида аммония, добавить раствор NaOH и пробирку нагреть на спиртовке, не доводя до кипения. Определить выделяющийся газ по запаху.

###### **Обработка результатов опыта**

– приведите молекулярное и ионно–молекулярное уравнения проделанной реакции;

объясните, почему выполненная Вами реакция практически необратима.

***Опыт 4.* Получение и растворение малорастворимых веществ**

В одну пробирку налить 5–6 капель сульфата железа (II), а во вторую – столько же сульфата меди (II). В обе пробирки добавить несколько капель раствора сульфида натрия до получения осадков. К полученным осадкам FeS и CuS прилить соляную кислоту. Какой из осадков растворился в кислоте?

###### **Обработка результатов опыта**

– составить уравнения всех проведенных реакций в молекулярном и ионном виде;

– объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости сульфида железа (5.10-18) и сульфида меди (6,3.10-36).

**Контрольные вопросы и задания**

1. Напишите схему гетерогенного химического равновесия между осадком малорастворимой соли Ag2CrO4 и её ионами в растворе. Напишите выражение для константы равновесия этого процесса и произведения растворимости этой соли.

2. Вычислите молярную концентрацию хлорида свинца (II) в насы-щенном растворе, если произведение растворимости этой соли по спра-вочным данным равно 2,0·10–5.

3. Вычислите объем воды, в котором может раствориться один грамм сульфата свинца (II), произведение растворимости которого равно 2,0·10–8.

4. Определите направление реакций переосаждения (двойного обмена):

1) PbCrO4 + K2SO4 = PbSO4 + K2CrO4

2) 2AgI + Na2S = Ag2S + 2NaI

5. Определите, выпадет ли осадок AgNO2 (ПР = 6,0·10–4) при сме-шивании одинаковых объемов сантимолярных растворов нитрата серебра и нитрита калия. Приведите соответствующие вычисления.

6. Расположите вещества сульфат бария BaSO4 (ПР = 1·10-10), гидроксид хрома Cr(OH)3 (ПР = 4·10–15) и гидроксид магния Mg(OH)2 (ПР = 8·10–12) в ряд по увеличению их растворимости в воде.

7. Рассчитайте значение ПР, если известна растворимость (моль/л) вещества М2А в воде при некоторой температуре:

а) 1,2. 10–3 б) 2,7. 10–4 в) 0,034

8. Рассчитайте значение ПР, если известна растворимость (моль/л) вещества МА3 в воде при некоторой температуре:

а) 1,2. 10–3 б) 2,7. 10–4 в) 0,034

9. Рассчитайте значение ПР, если известна растворимость (моль/л) вещества МА4 в воде при некоторой температуре:

а) 1,2. 10–3 б) 2,7. 10–4 в) 0,034

10. Рассчитайте значение ПР, если известна растворимость (моль/л) вещества М2А3 в воде при некоторой температуре:

а) 1,2. 10–3 б) 2,7. 10–4 в) 0,034

11-15. Рассчитайте равновесную молярную концентрацию (моль/л) катионов в насыщенном растворе указанных солей при 25 °С.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 |
| соль | Ag2MoO4 | Ag2CrO4 | Ag2C2O4 | Ag2SO4 | Ag2Cr2O7 |

# 

16-20. Рассчитайте равновесную молярную концентрацию (моль/л) анионов в насыщенном растворе указанных солей при 25 °С.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | 16 | 17 | 18 | 19 | 20 |
| соль | Ca(IO3)2 | Pb(BrO3)2 | Pb(IO3)2 | Ba(BrO3)2 | Cu(IO3)2 |

21-25. Рассчитайте растворимость (моль/л) солей при 25 °С:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | 21 | 22 | 23 | 24 | 25 |
| соль | Tl3PO4 | Ag3AsO4 | Li3PO4 | Ag3AsO3 | BiI3 |

25-30. Определите рН насыщенного раствора гидроксида при 25 °С.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | 26 | 27 | 28 | 29 | 30 |
| соль | Mg(OH)2 | Cu(OH)2 | Mn(OH)2 | Fe(OH)2 | Co(OH)2 |

# Лабораторная работа № 12

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

***Целью работы***является практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями и с различными типами окислительно-восстановительных реакций.

***Опыт 1.*** **Влияние среды на окислительные свойства**

**перманганата калия**

Перманганат-ион MnO4– является сильным окислителем. В зависимости от среды восстановление перманганат-ионов происходит по-разному.

***1. Восстановление MnO4- в кислой среде****.* В пробирку поместить 3–4 капли перманганата калия, добавить 5–10 капель H2SO4, а затем внести один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Что наблюдается при этом?

Написать уравнение реакции самостоятельно, учитывая, что про-дуктами являются сульфат марганца (II), сульфат натрия, сульфат калия и вода. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция?

***2. Восстановление MnO4- в нейтральной среде.***Опыт проводится аналогично описанному в пункте 1, только вместо серной кислоты в кри-

сталлического сульфита натрия. В растворе образуется коричневый осадок оксида марганца (IV), а сульфит натрия окисляется до сульфата натрия.

***3. Окислительные свойства MnO4- в сильно щелочной среде****.* Поря-док проведения опыта аналогичен опыту 1: к раствору перманганата калия добавить 10 капель концентрированной щелочи KOH, затем всыпать один микрошпатель кристаллического сульфита натрия.

###### **Обработка результатов опыта**

– напишите порядок выполнения опыта с указанием внешнего вида и формы (раствор или твердое вещество) вводимых реагентов;

– подробно опишите наблюдаемые явления после смешивания реагентов (изменение окраски раствора, образование осадка;

– приведите уравнения выполненных реакций в ионно–молекулярной форме;

– уравняйте схему окислительно-восстановительной реакции методом электронно-ионного баланса;

– для каждой выполненной реакции укажите окислитель и восстановитель;

– по значениям стандартных электродных потенциалов полуреакций рассчитайте разность потенциалов для каждой выполненной реакции, а так же изменение энергии Гиббса реакции при стандартных условиях (по указанию преподавателя);

– сделайте вывод о том, какая из выполненных реакций наиболее полно протекает в прямом направлении.

***Опыт 2.*** **Окислительно-восстановительная двойственность**

**пероксида водорода**

***1. Н2О2 – окислитель***. В пробирку поместить 5–6 капель раствора пероксида водорода, подкислить раствор 3 каплями серной кислоты и добавить одну каплю раствора йодида калия. Наблюдать появление ма-линового окрашивания. На образование какого продукта оно указывает?

***2. Н2О2 – восстановитель***. В пробирку поместить 5–6 капель раствора перманганата калия, подкислить раствор 5 каплями серной кислоты и добавить одну каплю раствора пероксида водорода. Наблюдать выделение газообразного продукта (какого).

**3**. **Диспропорционирование пероксида водорода**. В пробирку поместить 5-6 капель раствора пероксида водорода и столько капель воды. Добавить несколько кристалликов твердого MnO2. Что наблюдается?

###### **Обработка результатов опыта**

- написать молекулярные уравнения проделанных реакций;

- определить в реакциях коэффициенты методом полуреакций;

- указать окислитель и восстановитель для каждой реакции.

***Опыт 3.* Окислительные свойства дихромата калия**

В пробирку поместить 1-2 мл дихромата калия K2Cr2O7, добавить 7–8 капель серной кислоты, внести в подкисленный раствор один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Наблюдать изменение окраски при протекании реакции.

###### **Обработка результатов опыта**

- написать молекулярное уравнение проделанной реакции;

- определить в реакци коэффициенты методом полуреакций;

- указать окислитель и восстановитель.

***Опыт 4.* Окислительные свойства ионов металлов**

***Ион Fe3+ – окислитель***. В пробирку поместить 2–3 капли раствора хлорида олова (II) и добавить одну каплю раствора хлорида железа (III). Добавить к продуктам реакции одну каплю тиоционата аммония NH4CSN. Это реактив, с помощью которого в растворах обнаруживают катионы железа Fe3+. При появлении красного окрашивания раствора добавить еще две-три капли хлорида олова (II).

Уравнения протекающих реакций записать последовательно. Сначала написать уравнение качественной реакции на ионы Fe3+:

FeCl3 + 3NH4SCN → Fe(CSN)3 + 3NH4Cl

Затем написать уравнение реакции восстановления FeCl3 хлоридом олова (II) (в случае, если Fe3+ восстановился полностью, красная окраска раствора исчезает). Cделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах ионов Fe3+ и Sn2+.

###### **Обработка результатов опыта**

- написать молекулярное уравнение проделанной реакции;

- определить в реакции коэффициенты методом полуреакций;

- указать окислитель и восстановитель.

***Опыт 4.*** **Термическое разложение дихромата аммония**

В фарфоровую чашку поместить горкой кристаллический дихромат аммония. Зажженной спичкой прикоснуться к его поверхности. Что на-блюдается в ходе реакции? Написать схему реакции, учитывая, что продуктами разложения является оксид хрома (III), свободный азот и вода. Уравнять реакцию методом электронного баланса. Каков тип этой реакции? Какое природное явление в уменьшенном масштабе она напоминает?

###### **Обработка результатов опыта**

- написать молекулярное уравнение проделанной реакции учитывая, что продуктами разложения является оксид хрома (III), свободный азот и вода;

- определить в реакции коэффициенты методом электронного баланса;

- указать окислитель и восстановитель;

- какой тип данной реакции?

**Контрольные вопросы и задания**

1. Степень окисления железа в соединении K4[Fe(CN)6] равна

2. Степень окисления +2 будет у кислорода в соединении с

1) натрием 2) серой 3) иодом 4) фтором

3. Процесс окисления протекает в превращении

1) Cu2+ → Cu0 3) Mn2+ → Mn+6

2) Cl+7 → Cl− 4) S+6 → S+4

4. Процесс восстановления протекает в превращении

1) Cl +3 → Cl+5 3) S2− → S0

2) Cl+5 → Cl− 4) Zn0→ Zn2+

5. Окислительные свойства элементов возрастают в ряду

1) О, N, C 2) N, P, As 3) Br, Cl, F 4) F, Cl, Br

6. Окислительные свойства элементов убывают в ряду

1) F, O, N 2) Se, S, O 3) Cl, S, F 4) I, Br, Cl

7. Восстановительные свойства элементов убывают в ряду

1) Ca, Mg, Be 2) Al, Na, Mg 3) Sc, Ca, K 4) Li, Na, K

8. Степень окисления хрома одинакова в ряду

1) Cr(OH)2, CrO(OH), CrO 2) CrO3, K3[Cr(OH)6], Cr(OH)3

3) Cr2O72-, K2CrO4, CrO3 4) Cr2(SO4)3, CrCl2, Cr(OH)3

9. Степень окисления марганца увеличивается в ряду

1) KMnO4, MnSO4, Mn2O3 2) Mn(OH)2, BaMnO4, MnO2

2) MnF4, MnO42-, MnO4- 4) Mn2O7, K2MnO4, MnO(OH)

10-20. Расставить коэффициенты методом полуреакций

10. KMnO4 + K2SO3 + H2SO4 → MnSO4 + K2SO4 + H2O .

11. PbO2 + HNO3 + Mn(NO3)2 → Pb(NO3)2 + HMnO4 + H2O.

12. Fe + KOH + KNO3 → K2FeO4 + H2O + KNO2

13. KMnO4 + H2O + MnSO4 → MnO2 + K2SO4 + H2SO4 .

14. K2SO3 + H2SO4 + K2Cr2O7 → K2SO4 + Cr2(SO4)3 + H2O .

15. KNO3 + H2 → NH3 + KOH + H2O.

16. FeSO4+K2Cr2O7+H2SO4→Fe2(SO4)3+Cr2(SO4)3+K2SO4+H2O.

17. H3AsO3+KMnO4+H2SO4→H3AsO4 + K2SO4+MnSO4+H2O.

18. FeSO4+NaClO+NaOH+H2O→ Fe(OH)3+NaCl+Na2SO4.

19. K2Cr2O7+H2S+H2SO4Cr2(SO4)3+S+K2SO4+H2O.

20. Cr2(SO4)3+NaOH+Br2  Na2CrO4+NaBr+ Na2SO4+H2O.

21-30. Закончите составление следующих уравнений окислительно-

восстановительных реакций, записать их в ионно-молекулярной форме:

21. Н2O2 + СrСl3 + КОН →

22. NаНSO3 + Сl2 + Н2O→

23. NH3 + КМnO4 + КОН→

24. КМnO4 + Nа2SO3 + NaОН→

25. МnO2 + КNO3 + КОН →

26. КСlO3 + МnO2 + КОН →

27. Мn(ОН)2 + Сl2 + NаОН →

28. Вr2+КСrO2+NаОН →

29. I2 + NаСrO2 + NaОН →

30. Nа3[Сr(ОН)6] + Сl2 + NaОН→

# Лабораторная работа № 13

**СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ**

**СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА**

1. Руководствуясь Периодической системой, охарактеризуйте элементы, порядковые номера которых приведены в графе А, по следующему плану:

а) определите число протонов, электронов, нейтронов в атоме;

б) напишите полную электронную конфигурацию элемента и подчеркните валентные электроны;

в) определите тип элемента (*s-, р, d-, f*-элемент);

г) запишите значения квантовых чисел для валентных электронов в стабильном состоянии;

д) распределите валентные электроны по атомным орбиталям (АО) в стабильном и возбужденных состояниях, укажите возможные степени окисления элементов;

е) дайте прогноз возможных степеней окисления элемента и приведите формулы его соединений, заполнив таблицу:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Степень окисления | Водород-ное соединение | Оксиды | Гидроксиды | | Соли |
| Основания | Кислоты |
|  |  |  |  |  |  |

2. По валентным электронам, приведенным в графе Б, определите элементы, укажите их порядковые номера и названия, приведите полную электронную конфигурацию.

3. Какие электроны определяют химические свойства атомов элементов с порядковыми номерами В и Г? Дайте прогноз химических свойств указанных элементов.

4. Что общего в строении электронных оболочек атомов элементов одного периода? Ответ дайте на основании сравнения элементов главных подгрупп Д периода. Напишите формулы оксидов элементов в высших степенях окисления, укажите характер изменения их кислотно-основных свойств по периоду и приведите уравнения реакций, иллюстрирующих эти свойства.

**Решение 0-го варианта**

1. *Элемент №* 20*,* Са *– кальций,* атомная масса 40 а.е.м. В электронной оболочке кальция на четырех энергетических уровнях располагаются 20 электронов (е–), их количество равно номеру элемента. Ядро атома состоит из протонов (р+) и нейтронов (n0). Количество протонов соответствует порядковому номеру элемента, количество нейтронов рассчитывается как разность между атомной массой и порядковым номером элемента. Итак, для кальция p+ = 20, e– = 20, n0 = 40 – 20 = 20.

Электронная конфигурация кальция: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*64*s*2.

Последний электрон у кальция находится на *s*–подуровне, поэтому кальций принадлежит к семейству *s*–элементов.

Значения квантовых чисел можно определять так:

– главное квантовое число *n* равно номеру уровня, на котором находится электрон;

– орбитальное квантовое число *l* принимает положительные целочисленные значения и составляет: для *s*–электронов 0, для *р* – 1, для *d* – 2, для *f* – 3;

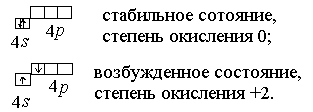
– магнитное квантовое число *ml* принимает целочисленные значения в интервале –*l* … +*l* включительно;

– спиновое квантовое число *ms* принимает два значения: +1/2 или –1/2.

В рассматриваемом примере:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | 4*s*2 | |
| *n* | 4 | 4 |
| *l* | 0 | 0 |
| *ml* | 0 | 0 |
| *ms* | +1/2 | -1/2 |

Распределяем валентные электроны по АО:



|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | А | Б | В | Г | Д |
| 0 | 20, 35, 25 | 4*s*24*p*2 3*d* 24*s*2 | 17 | 25 | 3 |
| 1 | 4, 83, 46 | 3*s*23*p*3 3*d* 34*s*2 | 35 | 43 | 4 |
| 2 | 38, 82, 44 | 3*s*23*p*4 3*d* 44*s*2 | 53 | 75 | 5 |
| 3 | 56, 81, 41 | 3*s*23*p*5 3*d* 54*s*2 | 16 | 24 | 6 |
| 4 | 88, 53, 39 | 4*s*24*p*3 3*d* 34*s*2 | 34 | 42 | 5 |
| 5 | 3, 52, 27 | 4*s*24*p*4 3*d* 44*s*2 | 52 | 74 | 4 |
| 6 | 11, 51, 43 | 4*s*24*p*5 3*d* 54*s*2 | 15 | 23 | 3 |
| 7 | 19, 50, 23 | 4*s*24*p*1 3*d* 14*s*2 | 33 | 41 | 6 |
| 8 | 37, 49, 22 | 4*s*24*p*2 4*d* 25*s*2 | 25 | 35 | 3 |
| 9 | 55, 34, 24 | 4*s*24*p*1 4*d* 15*s*2 | 43 | 53 | 4 |
| 10 | 87, 33, 26 | 4*s*24*p*4 4*d* 45*s*2 | 75 | 85 | 5 |
| 11 | 4, 31, 45 | 4*s*24*p*3 4*d* 35*s*2 | 24 | 34 | 6 |
| 12 | 38, 17, 42 | 4*s*24*p*1 4*d* 15*s*2 | 42 | 52 | 4 |
| 13 | 56, 16, 40 | 5*s*25*p*3 4*d* 35*s*2 | 17 | 43 | 3 |
| 14 | 88, 15, 28 | 6*s*26*p*2 4*d* 25*s*2 | 35 | 75 | 5 |
| 15 | 3, 83, 21 | 5*s*25*p*4 4*d* 45*s*2 | 74 | 84 | 6 |
| 16 | 11, 82, 46 | 5*s*25*p*5 4*d* 65*s*2 | 43 | 85 | 3 |
| 17 | 19, 81, 44 | 5*s*25*p*4 4*d* 75*s*2 | 16 | 42 | 4 |
| 18 | 37, 53, 41 | 5*s*25*p*3 4*d* 85*s*2 | 24 | 52 | 5 |
| 19 | 55, 52, 39 | 5*s*25*p*2 4*d* 45*s*2 | 34 | 74 | 6 |
| 20 | 87, 51, 27 | 5*s*25*p*1 4*d* 35*s*2 | 15 | 41 | 4 |
| 21 | 4, 50, 43 | 4*s*24*p*4 3*d* 84*s*2 | 23 | 51 | 3 |
| 22 | 38, 49, 23 | 4*s*24*p*3 3*d* 74*s*2 | 33 | 73 | 6 |
| 23 | 56, 34, 22 | 4*s*24*p*1 3*d* 64*s*2 | 41 | 83 | 5 |
| 24 | 88, 33, 24 | 5*s*25*p*4 4*d* 85*s*2 | 14 | 40 | 4 |
| 25 | 11, 31, 45 | 5*s*25*p*3 4*d* 65*s*2 | 22 | 50 | 6 |
| 26 | 3, 17, 26 | 5*s*25*p*2 4*d* 75*s*2 | 36 | 44 | 3 |
| 27 | 19, 16, 42 | 5*s*25*p*1 4*d* 35*s*2 | 26 | 36 | 5 |
| 28 | 37, 15, 40 | 4*s*24*p*4 3*d* 44*s*2 | 24 | 84 | 6 |
| 29 | 55, 33, 28 | 4*s*24*p*4 3*d* 74*s*2 | 16 | 74 | 5 |
| 30 | 87, 31, 21 | 4*s*24*p*3 3*d* 84*s*2 | 15 | 83 | 4 |

Следует учесть, что при переходе атома в возбужденное состояние спаренные электроны распариваются и занимают АО с более высокой энергией. При этом спин электрона сохраняет свое направление. В пределах подуровня суммарный спин электронов максимален.

Все *s*–элементы – металлы, образуют основные оксиды (исключением является амфотерный оксид бериллия ВеО); в их водородных соединениях, называемых солеобразными гидридами, водород проявляет степень окисления минус 1.

Заполняем таблицу:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Степень окисления | Водородное соединение | Оксиды | Гидроксиды | | Соли |
| Основания | Кислоты |
| +2 | СаН2 | СаО | Са(ОН)2 | - | СаСl2 |

*Элемент №* 35 *– бром* Br, атомная масса 80 а.е.м., p+=35, e–=35, n0=80 – 35=45.

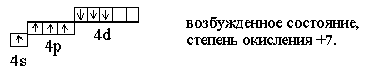
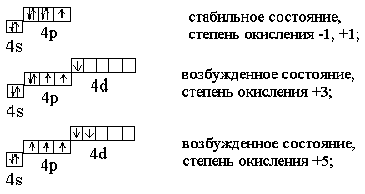
Электронная конфигурация брома: Br 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*63*d*104*s*24*p*5.

Бром принадлежит к семейству *р*-элементов.

Значения квантовых чисел для валентных электронов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | 4*s*2 | 4*р*5 |
| *n* | 4 4 | 4 4 4 4 4 |
| *l* | 0 0 | 1 1 1 1 1 |
| *ml* | 0 0 | -1 0 +1 -1 0 |
| *ms* | +1/2 -1/2 | +1/2 +1/2 +1/2 -1/2 -1/2 |

Распределение валентных электронов по АО:



*р*-элементы можно условно разделить на две группы – металлы и неметаллы (граница проходит по диагонали Be–At таблицы Д.И. Менделеева: элементы, расположенные на диагонали и в левом нижнем углу относят к металлам, они образуют оксиды, химический характер которых зависит от степени окисления элемента: +1 – основные оксиды, +2, +3, +4 – амфотерные, +5 и выше – кислотные, гидриды неустойчивы; элементы, расположенные в правом верхнем углу – неметаллы, образуют кислотные оксиды, имеют устойчивые водородные соединения в минимальной степени окисления данного элемента). Для *р*-элементов характерна следующая особенность: если элемент находится в четной группе, для него устойчивы соединения с четной степенью окисления, если элемент расположен в нечетной группе – устойчивы соединения с нечетной степенью окисления.

В рассматриваемом примере Br – неметалл. Заполняем таблицу (следует отметить, что некоторые прогнозируемые соединения до сих пор не получены):

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Степень окисления | Водородное соединение | Оксиды | Гидроксиды | | Соли |
| Основания | Кислоты |
| –1 | HBr | – | – | HBr | KBr |
| +1 | – | Br2O | – | HBrO | KBrO |
| +3 | – | Br2O3 | – | HBrO2 | KBrO2 |
| +5 | – | Br2O5 | – | HBrO3 | KBrO3 |
| +7 | – | Br2O7 | – | HBrO4 | KBrO4 |

Отрицательную степень окисления элемента устанавливаем по количеству вакансий для "чужих" электронов в невозбужденном состоянии. В рассматриваемом примере у брома на *р*-подуровне 5 электронов, до завершения подуровня недостает 1 электрона, поэтому минимальная степень окисления этого элемента –1. Положительные степени окисления элементов могут принимать значения от +1 до максимального количества неспаренных электронов в возбужденном состоянии.

*Элемент №* 25 *– марганец* Mn, атомная масса 55 а.е.м., p+=25, e–=25, n0 = 55–25=30.

Электронная конфигурация марганца:



Mn1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*63*d5*4*s*2.

Марганец принадлежит к семейству *d*–элементов, валентными у него являются *s*–электроны внешнего слоя и *d*–электроны предвнешнего слоя.

Значения квантовых чисел для валентных электронов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | *3d* 5 | *4s*2 |
| *n* | 3 3 3 3 3 | 4 4 |
| *l* | 2 2 2 2 2 | 0 0 |
| *ml* | -2 -1 0 +1 +2 | 0 0 |
| *ms* | +1/2 +1/2 +1/2 +1/2 +1/2 | +1/2 -1/2 |

Распределяем валентные электроны по АО:



*d*-элементы – металлы, образуют оксиды, химический характер которых зависит от степени окисления. Так, часто: +2 – основные, +3, +4 – амфотерные, +5 и выше – кислотные; соединения со степенью окисления +1, как правило, неустойчивы, но если возможны – оксиды носят основный характер; гидриды *d*–элементов неустойчивы. Еще одна особенность *d*–элементов: спаренные электроны на *d*–подуровне не расспариваются.

Заполняем таблицу:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Степень окисленияя | Водородное соединение | Оксиды | Гидроксиды | | Соли |
| Основания | Кислоты |
| +2 | – | MnO | Mn(OH)2 | – | MnCl2 |
| +3 | – | Mn2O3 | Mn(OH)3 | HMnO2 | MnCl3, KMnO2 |
| +4 | – | MnO2 | Mn(OH)4 | H2MnO3 | MnCl4, К2MnO3 |
| +5 | – | Mn2O5 | – | HMnO3 | KMnO3 |
| +6 | – | MnO3 | – | H2MnO4 | K2MnO4 |
| +7 | – | Mn2O7 | – | HMnO4 | KMnO4 |

2. 4*s*24*p*2 – это элемент 4 периода (так как максимальное значение главного квантового числа валентных электронов равно 4). На *р*-подуровне данного элемента два электрона, значит искомый элемент – второй из *р*-элементов 4 периода. Это – германий, № 32:

Ge 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*63*d*104*s*24*p*2.

3*d*24*s*2 – это второй из *d*–элементов 4-го периода – титан, № 22:

 Ti 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*63*d*24*s*2.

3. *Элемент №* 17 *– хлор* Cl, расположен в 3-м периоде, 7-й группе главной подгруппы, его валентные электроны 3*s*23*p*5. Хлор – неметалл, все его оксиды носят кислотный характер, образует устойчивое водородное соединение HCl.

*Элемент №* 25 *– марганец* Mn, расположен в 4-м периоде, 7-й группе побочной подгруппы, его валентные электроны 3*d* 54*s*2. Марганец – металл, образует ряд оксидов, гидриды неустойчивы.

4. Атомы элементов одного периода имеют одинаковое количество энергетических уровней.

Сравнение свойств оксидов элементов удобно представить в виде таблицы:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Элемент | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| Валентные электроны | 3*s*1 | 3*s*2 | 3*s*23*p*1 | 3*s*23*p*2 | 3*s*23*p*3 | 3*s*23*p*4 | 3*s*23*p*5 | 3*s*23*p*6 |
| Высший оксид  и его характер | Na2O | MgO | Al2O3 | SiO2 | P2O5 | SO3 | Cl2O7 | – |
| Осн. | Осн. | Амф. | Кисл. | Кисл. | Кисл. | Кисл. |  |
|  | Усиление кислотных свойств | | | | | | | |

**Контрольные вопросы и задания**

1. Квантовые числа электронов. Какие значения они могут принимать и какие параметры электрона характеризуют?

2. Чем определяется и чему равно максимально возможное число электронов на *s-, p-, d-. f*-подуровнях?

3. Правила заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип минимальной энергии.

4. Правило Гунда. Принцип Паули.

5. Какие устойчивые электронные конфигурации Вы знаете? Какие орбитали в многоэлектронных атомах имеют близкие энергии?

6. Дайте понятие *эффекта проникновения* и *эффекта экранирования*. Почему и как отличаются между собой эффекты проникновения к ядру *s*-, *p-, d-, f*-электронов.

7. Как с помощью электронной конфигурации атомов и указанных свойств объяснить химическую стойкость золота Au?

8. Какие элементы называют *s*-, *p-, d-, f*-элементами? Их положение в периоде и группе. Где расположены их валентные электроны?

9. Запишите электронные формулы следующих атомов и ионов:

Na и Na+; Cl и Cl–; Mn и Mn2+ ; Cr и Cr3+.

10. Какие так называемые *аномальные* степени окисления возможны у лантаноидов?

11. Как изменяются атомные радиусы в периоде, в главных и побочных подгруппах?

12. *f*-сжатие. Какое влияние оно оказывает на радиусы и свойства элементов (электронных аналогов) V и VI периодов?

13. Что называется энергией ионизации? Как изменется энергия ионизации в периоде, главных и побочных подгруппах? Какие свойства элемента определяются энергией ионизации?

14. Сродство к электрону. Факторы, влияющие на сродство к электрону.

15. Дайте определение электроотрицательности. Почему фтор имеет наибольшую электроотрицательность?

16. Распределение электронов по энергетическим уровням для атома фосфора – это набор

1) 2, 8, 10, 5 2) 2, 8, 10, 7 3) 2, 8, 18, 5 4) 2, 8, 18, 7

17. В атоме алюминия число полностью заполненных энергетических подуровней

1) 2 2) 3 3) 4 4) 5

18. В ионе F− число полностью заполненных энергетических подуровней

1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

19. Число валентных электронов для атома элемента с электронной конфигурацией 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d3 4s2

1) 2 2) 5 3) 4 4) 3

20. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома

1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s2 4p6 5s1 − это

1)Э2О 2)ЭО 3) Э2О7 4) Э2О5

21. Радиус атома уменьшается в ряду

1) А1, S, Cl, 2) Ga, Al, Tl 3) Cr, Mo, W 4) B, Be, Li

22. Наибольшее значение энергии ионизации имеет атом

1) F 2) Cl 3) Br 4) J

23. Число неспаренных электронов в нормальном состоянии атома фтора

1) 1 2) 3 3) 7 4) 5

24. Способность атомов принимать электроны уменьшается в ряду

1)Ca, As, Br 2) Mg, Al, C 3) F, Br, J 4) S, Se, O

25. Способность атомов отдавать электроны увеличивается в ряду

1) Be, Li, K 2) Si, Al, C 3) Br, S, F 4) Si, P,О

26. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией 1s22s22p63s23p63d104s24p64d105s25p4

1) ЭН3 2) ЭН4 3) НЭ 4) Н2Э

27. Электронная конфигурация иона Fe3+ в основном электронном состоянии 1s22s22p63s23p63d5. Какой еще ион имеет такую же электронную конфигурацию?

1) Fe2+ 2) Cr2+ 3) Mn2+ 4) Sc2−

28. Электронная конфигурация иона S2− в основном электронном состоянии 1s22s22p63s23p6. Какой еще ион имеет такую же электронную конфигурацию?

1) Fe2+ 2) P3− 3) S2+ 4) Se6+

29. Ион некоторого элемента с зарядом −3 имет такое же электронное строение, как инертный газ аргон. Определите заряд ядра этого элемента, в ответе приведите только число без знака +.

30. Сколько электронов должен приобрести атом 15-го элемента Периодической системы для того, чтобы приобрести устойчивую электронную конфигурацию инертного газа?

# Лабораторная работа № 14

**ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРУКТУРА МОЛЕКУЛ**

1. Рассмотрите соединения А, Б, В, Г и определите тип химической связи в каждом из них. Ответ мотивируйте.

2. Для соединения с ковалентной неполярной связью приведите графическую формулу, обозначив химическую связь валентным штрихом, а электроны, не участвующие в образовании связи (неподеленные пары), – точками. Какие виды связи имеются в данной молекуле (σ-, π-связи)?

3. Перекрыванием каких электронных облаков образована молекула Б? Определите ее геометрическую форму по методу валентных связей.

4. Определите геометрическую форму молекулы В по методу Гиллеспи. Полярна ли эта молекула в целом?

5. Приведите энергетическую схему образования связей в молекуле Г по методу молекулярных орбиталей (МО). Приведите электронную структуру, определите кратность связей в молекуле Г и ее магнитные свойства.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | А | Б | В | Г | Д | Е |
| 0 | LiCl | H2Se | H2O | C2 | – | – |
| 1 | Na2S | H2O | H2S | B2 | SCl6 | BC |
| 2 | KI | NF3 | NCl3 | N2 | PI5 | BN |
| 3 | RbF | SF2 | SCl2 | Cl2 | SF4 | BO |
| 4 | CaCl2 | NCl3 | PCl3 | As2 | SeBr6 | BF |
| 5 | LiF | H2S | H2Se | O2 | SCl6 | CN |
| 6 | NaI | AsBr3 | NBr3 | F2 | NF5 | CO |
| 7 | K2S | CI2 | CCl2 | Te2 | BBr3 | CF |
| 8 | RbI | H2Se | H2S | S2 | CI4 | NO |
| 9 | LiBr | NF3 | NI3 | Br2 | SO2 | NF |
| 10 | NaCl | SCl2 | SF2 | Se2 | AsF5 | OF |
| 11 | BeF2 | PCl3 | PI3 | P2 | PBr5 | SiP |
| 12 | MgCl2 | NCl3 | NF3 | B2 | SCl4 | SiS |
| 13 | BeBr2 | H2Se | H2O | I2 | NF5 | SiCl |
| 14 | LiI | CF2 | CI2 | N2 | SCl6 | PS |
| 15 | NaF | NI3 | NCl3 | Se2 | TeI4 | PCl |
| 16 | KBr | SCl2 | SF2 | Cl2 | BI3 | SCl |
| 17 | CaF2 | PBr3 | PCl3 | As2 | CBr4 | GeAs |
| 18 | Li2S | AsI3 | AsF3 | Te2 | SO3 | GeSe |
| 19 | NaBr | SiCl2 | SiF2 | O2 | BBr3 | GeBr |
| 20 | KI | AsCl3 | AsBr3 | F2 | SeCl4 | AsSe |
| 21 | RbCl | NBr3 | NF3 | As2 | PI5 | AsBr |
| 22 | BeF2 | SeCl2 | SeI2 | S2 | CBr4 | SeBr |
| 23 | Rb2S | PCl3 | PF3 | I2 | TeCl6 | AlSi |
| 24 | CaI2 | NCl3 | NF3 | P2 | SF6 | AlP |
| 25 | BeCl2 | PBr3 | PCl3 | Br2 | TeO2 | AlS |
| 26 | CsBr | NBr3 | NCl3 | Te2 | BI3 | AlCl |
| 27 | CaBr2 | PF3 | PCl3 | N2 | CF4 | GaGe |
| 28 | SrCl2 | SO2 | SeO2 | O2 | SeF6 | GaAs |
| 29 | BeI2 | TeO2 | SO2 | S2 | SiCl4 | GaSe |
| 30 | SrF2 | CO2 | SiO2 | Si2 | AsI5 | GaBr |

**Решение 0-го варианта**

1. LiCl – соединение состоит из металла (Li) и неметалла (Cl). Связь ионная.

H2Se – соединение состоит из атомов двух различных неметаллов. Связь ковалентная полярная.

H2O – соединение состоит из атомов двух различных неметаллов. Связь ковалентная полярная.

C2 – соединение двух одинаковых атомов неметалла. Связь ковалентная неполярная.

2. Графическая формула С2 может быть изображена следующим образом:

:С=С:

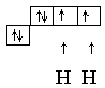
В молекуле С2 есть двойная связь. При образовании кратных связей одна из них σ-, остальные – π-связи. В рассматриваемом примере в молекуле С2 есть одна σ-, одна π-связь.

3. Молекула H2Se. Валентные электроны атома селена 4*s*24*p*4 распределяются по квантовым ячейкам следующим образом:



Непарные электроны 4*р*-подуровня обобщаются с электронами двух атомов водорода с образованием ковалентных связей:

Таким образом, связь осуществляется перекрыванием *р*-облаков атома селена и *s*-облаков атомов водорода.



*р*-Орбитали ориентированы в пространстве под углом 900, поэтому, согласно методу валентных связей, молекула H2Se имеет угловую форму с валентным углом 900.

4. Молекула Н2О. Согласно методу Гиллеспи, молекулу условно представляют в виде *АХnЕm*. Здесь *А* – центральный атом, *n* – число электронов центрального атома, принимающих участие в образовании σ-связей, *m* – число пар электронов центрального атома, не участвующих в образовании связей.

Основные положения метода Гиллеспи можно свести к следующему:

1. Электронные облака центрального (обычно многовалентного) атома располагаются возможно дальше друг от друга.
2. Кратность связи не влияет на форму молекулы (геометрию молекулы определяют σ-связи).
3. Облака неподеленной пары электронов занимают самые удаленные положения.
4. Для стерического фактора *q*=5 в тригональной бипирамиде неподеленные пары располагаются в экваториальной области.

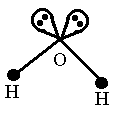
Для определения формы молекулы этим способом нужно:

1. По краткой электронной формуле определить число внешних (валентных) электронов центрального атома.
2. По формуле соединения определить число электронов, участвующих в связи (*n*) и число неподеленных пар (*m*).
3. Рассчитать стерический фактор *q*=*n+m* и определить исходную ориентацию гибридных электронных облаков.

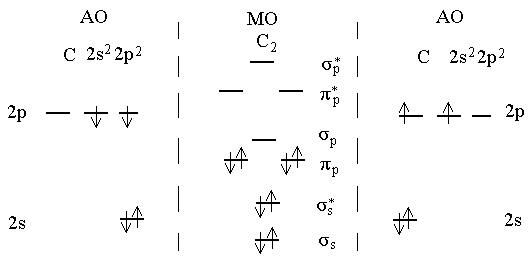
В рассматриваемом примере центральный атом О. Его валентные электроны 2*s*22*p*4. Два электрона участвуют в образовании связей с двумя атомами водорода (*n*=2), следовательно, у центрального атома остается две пары электронов, не принимающих участия в образовании связей (*m*=2).

Стерический фактор для молекулы Н2О *q = n + m* = 2 + 2 = 4. Это означает, что образуются четыре гибридные орбитали, направленные в пространстве к вершинам тетраэдра под углом около 1090. Две вершины заняты неподеленными электронными парами. Следовательно, молекула Н2О имеет угловую форму (валентный угол порядка 1090):

В молекуле воды дипольные моменты связей не компенсируют друг друга (молекула несимметрична), поэтому она полярна.



5. Схема образования связей по методу молекулярных орбиталей (здесь АО – атомные орбитали, МО – молекулярные орбитали):



Электронная структура [KK] (σs)2(σs\*)2(πp)4.

Кратность связей в молекуле рассчитывается как полуразность между количеством электронов на связывающих и разрыхляющих орбиталях. В рассматриваемом примере на связывающих орбиталях (σs и πp) находятся 6 электронов, на разрыхляющей (σs\*) – 2, поэтому кратность связи равна

ω = = 2.

Поскольку в молекуле С2 нет неспаренных электронов, молекула диамагнитна (если молекула содержит неспаренные электроны, она парамагнитна).

**Контрольные вопросы и задания**

1. Ионная связь в веществе

1) CH4 2) HCl 3) SrF2 4) H2O

2. Металлическая связь в веществе

1) магний 2) аммиак 3) хлор 4) фтор

3. Ковалентная связь между атомами в веществах

1) NaCl 2) H2O 3) Mg 4) BaF2

4. Неполярная ковалентная связь у вещества

1) CuCl2 2) Br2 3) HCl 4) NH3

5. Самая большая длина связи в молекуле

1) NH3 2) PH3 3) AsH3 4) SbH3

6. Наиболее прочная химическая связь в молекуле

1) HCl 2) HI 3) HF 4) HBr

7. Наименьшая полярность ковалентной связи в молекуле

1) HF 2) HCl 3) HBr 4) HI

8. Наиболее прочная ковалентная связь в молекуле

1) I2 2) Br2  3) Cl2 4) N2

9. Двойные связи имеются в молекуле

1) AlCl3 2) BeCl2 3) CO2 4) CH4

10. π − связи имеются в молекуле

1) AlCl3 2) N2 3) BeCl2 4) CH4

11. Самая большая полярность ковалентной связи у молекулы

1) Н2О2) Н2S3) H2Se 4) H2Te

12. Длина связи уменьшается в ряду

1) HF, H2, HCl 2) CO2, SO2, J2O5

3) H2O, NH3 SiH4 4) ClF, HCl, HF

13. Число двойных связей увеличивается в ряду

1) SO3, H2SO4, H3PO4 2) C2H4, C2H2, NO

3) NO, CS2, SO3 4) N2, PCl3O, C3H6

14. Химическая связь наиболее прочная в молекуле

1) кислорода 2) фтора 3) азота 4) метана

15. Число двойных связей одинаково в молекулах набора

1) SiO2, SO3 2) H2SeO4, HСlO4

2) SO2, H2CrO4 4) N2, C2H2

16. Число π− связей одинаково в молекулах набора

1) C2H4, CO2  2) SO3, H2SO4 3) N2, C2H4 4) CO2, C2H2

17. Укажите, у каких из ниже приведенных молекул химические связи имеют полярный характер: F2, CO, N2, HBr, Br2.

18. Укажите механизм образования связей в ионе гидроксония Н3О+. Какую валентность имеет кислород в этом ионе?

19. Какую пространственную конфигурацию имеют молекулы BaCl2, PbCl2, PbCl4, Br2, AsH3, H2Te, CF4? Какие из этих молекул полярны?

20. Методом молекулярный орбиталей изобразите образование:

а) молекулы хлора из двух атомов Cl0;

б) молекулы йода из катиона I+ и аниона I-.

21. Для следующих молекул определите тип гибридизации атомных орбиталей, изобразите геометрическую форму: CCl4, BeF2, BCl3, PCl5.

22. Описать электронное строение молекул СО и NO с позиций методов ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?

23. Что называют электрическим моментом диполя? Какая из молекул HCl, НВr, HI имеет наибольший момент диполя? Почему?

24. Как метод валентных связей (ВС) объясняет угловое строение молекул H2S и линейное молекулы CO2?

25. Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы Нe2 и молекулярного иона Нe2+ по методу молекулярных орбиталей. Как метод МО объясняет устойчивость иона Нe2+ и невозможность существования молекулы He2?

26. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему Н2О и HF, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

27. Нарисуйте энергетическую схему образовании молекулярного иона H2- и молекулы H2 по методу молекулярных орбиталей. Где энергия связи больше? Почему?

28. Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы О2 по методу молекулярных орбиталей (МО). Как метод МО объясняет парамагнитные свойства молекулы кислорода?

29. Нарисуйте энергетическую схему образования молекул F2 по методу молекулярных орбиталей (МО). Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях? Чему равен порядок связи в этой молекуле?

30. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH4+ и ВF4-? Укажите донор и акцептор.

**ПРИЛОЖЕНИЕ**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Таблица растворимости** | | | | | | | | | | | |
|  | | | | | | | | | | | |
| Катионы | Анионы | | | | | | | | | | |
| OH- | F- | Cl- | Br- | I- | S2- | NO3- | CO32- | SiO32- | SO42- | PO43- |
| H+ | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | - | Н | Р | Р |
| Na+ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| K+ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| NH4+ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| Mg2+ | Н | РК | Р | Р | Р | М | Р | Н | РК | Р | РК |
| Ca2+ | М | НК | Р | Р | Р | М | Р | Н | РК | М | РК |
| Sr2+ | М | НК | Р | Р | Р | Р | Р | Н | РК | РК | РК |
| Ba2+ | Р | РК | Р | Р | Р | Р | Р | Н | РК | НК | РК |
| Sn2+ | Н | Р | Р | Р | М | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Pb2+ | Н | Н | М | М | М | РК | Р | Н | Н | Н | Н |
| Al3+ | Н | М | Р | Р | Р | Г | Р | Г | НК | Р | РК |
| Cr3+ | Н | Р | Р | Р | Р | Г | Р | Г | Н | Р | РК |
| Mn2+ | Н | Р | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| Fe2+ | Н | М | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| Fe3+ | Н | Р | Р | Р | - | - | Р | Г | Н | Р | РК |
| Co2+ | Н | М | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| Ni2+ | Н | М | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Cu2+ | Н | М | Р | Р | - | Н | Р | Г | Н | Р | Н |
| Zn2+ | Н | М | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Cd2+ | Н | Р | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Hg2+ | Н | Р | Р | М | НК | НК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Hg22+ | Н | Р | НК | НК | НК | РК | Р | Н | Н | М | Н |
| Ag+ | Н | Р | НК | НК | НК | НК | Р | Н | Н | М | Н |

**Условные обозначения:**

|  |  |
| --- | --- |
| Р | вещество хорошо растворимо в воде |
| М | малорастворимо |
| Н | практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах |
| РК | нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах |
| НК | нерастворимо ни в воде, ни в кислотах |
| Г | полностью гидролизуется при растворении и не существует в контакте с водой |
| - | вещество вообще не существует |

**Периодическая таблица Д. И. Менделеева**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **s**-элементы | **p**-элементы | **d**-элементы | **f**-элементы |

|  |
| --- |
| Группы элементов |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Пери- оды | Pяды | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| 1 | 1 | **Н 1**  Водород 1,0079 |  |  |  |  |  |  | **He 2** Гелий 4,0026 |
| 2 | 2 | **Li 3** Литий 6,941 | **Be 4** Бериллий 9,01218 | **B 5** Бор 10,81 | **C 6** Углерод 12,011 | **N 7** Азот 14,0067 | **O 8** Кислород 15,9994 | **F 9** Фтор 18,9984 | **10** Неон  **Ne**  20,179 |
| 3 | 3 | **11** Натрий **Na** 22,98977 | **12** Магний **Mg** 24,305 | **13** Алюминий **Al** 26,98154 | **14** Кремний **Si** 28,0855 | **15** Фосфор **P** 30,97376 | **16** Сера **S** 32,06 | **17** Хлор **Cl** 35,453 | **18** Аргон **Ar** 39,948 |
| 4 | 4 | **19** Калий **K**  39,0983 | **20** Кальций **Ca** 40,08 | **21** Скандий **Sc** 44,9559 | **22** Титан **Ti**  47,88 | **23** Ванадий **V** 50,9415 | **24** Хром **Cr** 51,996 | **25** Марганец **Mn** 54,9380 | |  |  |  | | --- | --- | --- | | **26** Железо **Fe** 55,847 | **27** Кобальт **Co** 58,9332 | **28** Никель **Ni** 58,69 | |
|  | 5 | **29** Медь **Cu** 63,546 | **30** Цинк **Zn** 65,38 | **31** Галлий **Ga** 69,72 | **32** Германий **Ge** 72,59 | **33** Мышьяк **As** 74,9216 | **34** Селен **Se** 78,96 | **35** Бром **Br** 79,904 | **36** Криптон **Kr** 83,80 |
| 5 | 6 | **37** Рубидий **Rb** 85,4678 | **38** Стронций **Sr** 87,62 | **39** Иттрий **Y** 88,9059 | **40** Цирконий **Zr** 91,22 | **41** Ниобий **Nb** 92,9064 | **42** Молибден **Mo** 95,94 | **43** Технеций **Tc** [98] | |  |  |  | | --- | --- | --- | | **44** Рутений **Ru** 101,07 | **45** Родий **Rh** 102,9055 | **46** Палладий **Pd** 106,42 | |
|  | 7 | **47** Серебро **Ag** 107,868 | **48** Кадмий **Cd** 112,41 | **49** Индий **In** 114,82 | **50** Олово **Sn** 118,69 | **51** Сурьма **Sb** 121,75 | **52** Теллур **Te** 127,60 | **53** Иод **I** 126,9045 | **54** Ксенон **Xe** 131,29 |
| 6 | 8 | **55** Цезий **Cs** 132,9054 | **56** Барий **Ba** 137,33 | **57**\* Лантан **La** 138,9055 | **72** Гафний **Hf** 178,49 | **73** Тантал **Ta** 180,9479 | **74** Вольфрам **W** 183,85 | **75** Рений **Re** 186,207 | |  |  |  | | --- | --- | --- | | **76** Осмий **Os** 190,2 | **77** Иридий **Ir** 192,22 | **78** Платина **Pt** 195,08 | |
|  | 9 | **79** Золото **Au** 196,9665 | **80** Ртуть **Hg** 200,59 | **81** Таллий **Tl** 204,383 | **82** Свинец **Pb** 207,2 | **83** Висмут **Bi**  208,9804 | **84** Полоний **Po** [209] | **85** Астат **At** [210] | **86** Радон **Rn** [222] |
| 7 | 10 | **87** Франций **Fr** [223] | **88** Радий **Ra** 226,0254 | **89**\*\* Актиний **Ac** 227,0278 | **104** Резерфордий **Rf** [261] | **105** Дубний **Db** [262] | **106** Сиборгий **Sg** [263] | **107** Борий **Bh** [262] | |  |  |  | | --- | --- | --- | | **108** Хассий **Hs** [265] | **109** Майтнерий **Mt** [266] | **110**  **Uun** [?] | |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

\***Лантаноиды**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **58** Церий **Ce** 140,12 | **59** Пра- зеодим **Pr** 140,9077 | **60** Неодим **Nd** 144,24 | **61** Про- метий **Pm** [145] | **62** Самарий **Sm** 150,36 | **63** Европий **Eu** 151,96 | **64** Гадо- линий **Gd** 157,25 | **65** Тербий **Tb** 158,9254 | **66** Дис- прозий **Dy** 162,50 | **67** Гольмий **Ho**  164,9304 | **68** Эрбий **Er** 167,26 | **69** Тулий **Tm** 168,9342 | **70** Иттербий **Yb** 173,04 |  | **71** Лютеций **Lu** 174.967 |

\*\***Актиноиды**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **90** Торий **Th** 232,0381 | **91** Прот- актиний **Pa** 231,0359 | **92** Уран **U** 238,0389 | **93** Неп- туний **Np** 237,0482 | **94** Плутоний **Pu** [244] | **95** Америций **Am** [243] | **96** Кюрий **Cm** [247] | **97** Берклий **Bk** [247] | **98** Кали- форний **Cf** [251] | **99** Эйн- штейний **Es** [252] | **100** Фермий **Fm** [257] | **101** Менде- левий **Md** [258] | **102** Но- белий **No** [255] | **103** Лоу- ренсий **Lr** [260] |

**ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ЭЛЕМЕНТОВ**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **I** | **II** | **III b** | **IV b** | **V b** | **VI b** | **VII b** |  | **VIII b** |  | **I b** | **II b** | **III** | **IV** | **V** | **VI** | **VII** | **VIII** |
| **H 2,1** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | **He** |
| **Li 0,97** | **Be 1,47** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | **B 2,02** | **C 2,50** | **N 3,07** | **O 3,50** | **F 4,10** | **Ne** |
| **Na 1,01** | **Mg 1,23** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | **Al 1,47** | **Si 1,74** | **P 2,10** | **S 2,60** | **Cl 2,83** | **Ar** |
| **K 0,91** | **Ca 1,04** | **Sc 1,20** | **Ti 1,32** | **V 1,45** | **Сr 1,56** | **Mn 1,60** | **Fe 1,64** | **Co 1,75** | **Ni 1,75** | **Cu 1,76** | **Zn 1,66** | **Ga 1,82** | **Ge 2,02** | **As 2,20** | **Se 2,48** | **Br 2,74** | **Kr** |
| **Rb 0,89** | **Sr 0,99** | **Y 1,11** | **Zr 1,22** | **Nb 1,23** | **Mo 1,30** | **Tc 1,36** | **Ru 1,42** | **Rh 1,45** | **Pd 1,35** | **Ag 1,42** | **Cd 1,46** | **In 1,49** | **Sn 1,72** | **Sb 1,82** | **Te 2,01** | **I 2,21** | **Xe** |
| **Cs 0,86** | **Ba 0,97** | **La 1,08** | **Hf 1,23** | **Ta 1,33** | **W 1,40** | **Re 1,46** | **Os 1,52** | **Ir 1,55** | **Pt 1,44** | **Au 1,42** | **Hg 1,44** | **Tl 1,44** | **Pb 1,55** | **Bi 1,67** | **Po  1,76** | **At 1,96** | **Rn** |
| **Fr 0,86** | **Ra  0,97** | **Ac  1,00** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| ПРИМЕЧАНИЯ:   1. Лантаноиды имеют значения относительных электроотрицательностей в области 1,08 – 1,14; 2. Актиноиды имеют значения относительных электроотрицательностей в области 1,11 – 1,20; 3. Элементы VIII группы периодической системы (благородные газы) имеют нулевую электроотрицательность; 4. Условной границей между металлами и неметаллами считается значение относительной электроотрицательности равное 2. | | | | | | | | | | | | | | | | | |

## Константы диссоциации кислот

| Кислота | Формула | t, oC | Ka | | pKa |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Азотистая (0,5 н.) | HNO2 | 18 |  | *4,25*·*10-4* | *3,37* |
| Азидоводородная | HN3 | 25 |  | *1,9*·*10-5* | *4,72* |
| Азотная | HNO3 | 25 |  | 4,36·101 | -1,64 |
| Алюминиевая, мета- | HAlO2 | 18 |  | *4*·*10-13* | *12,4* |
| 25 |  | *6*·*10-13* | *12,22* |
| Борная, мета- | HBO2 | 18 |  | *7,5*·*10-10* | *9,12* |
| Борная, орто- | H3BO3 | 25 | (I) | 5,8·10-10 | 9,24 |
| 20 | (II) | 4·10-13 | 12,40 |
| 20 | (III) | 4·10-14 | 13,40 |
| Борная, тетра- | H2B4O7 | 25 | (I) | 1·10-4 | 4 |
| 25 | (II) | 1·10-9 | 9 |
| Бромноватая | HBrO3 | 18 |  | *2·10-1* | *0,7* |
| Бромноватистая | HBrO | 25 |  | *2,06·10-9* | *8,7* |
| Бромоводородная | HBr | 25 |  | 1·109 | -9 |
| Водорода пероксид (перекись водорода) | H2O2 | 30 | (I) | 2,63·10-12 | 11,58 |
| Галлия гидроксид | H3GaO3 | 18 | (II) | *5·10-11* | *10,3* |
| 18 | (III) | *2·10-12* | *11,7* |
| Германиевая | H2GeO3 | 25 | (I) | *1,7·10-9* | *8,77* |
| 25 | (II) | *2,3·10-13* | *12,72* |
| Иодная, мета- | HIO4 | 25 |  | *2,3·10-2* | *1,64* |
| Иодная, орто- | H3IO6 | 25 | (I) | 3,09·10-2 | 1,51 |
| 20 | (II) | 7,8·10-1 | 8,75 |
| 16 | (III) | 2,5·10-13 | 12,6 |
| Иодноватая | HIO3 | 25 |  | 1,7·10-1 | 0,77 |
| Иодоводородная | HI | 25 |  | 1·1011 | -11 |
| Кремниевая, мета- | H2SiO3 | 18 | (I) | *2,2·10-10* | *9,66* |
| 18 | (II) | *1,6·10-12* | *11,80* |
| Кремниевая, орто- | H4SiO4 | 25 | (I) | *2·10-10* | *9,7* |
| 30 | (II) | *2·10-12* | *11,7* |
| 30 | (III) | *1·10-12* | *12,0* |
| 30 | (IV) | *1·10-12* | *12,0* |
| Марганцовая | HMnO4 | 25 |  | 2·102 | -2,3 |
| Молибденовая | H2MoO4 | 18 | (II) | *1·10-6* | *6,0* |
| Мышьяковая, орто- | H3AsO4 | 25 | (I) | 5,98·10-3 | 2,22 |
| 25 | (II) | 1,05·10-7 | 6,98 |
| 18 | (III) | *3,89·10-12* | *11,41* |
| Мышьяковистая, мета- | HAsO2 | 25 |  | *6·10-10* | *9,2* |
| Мышьяковистая, орто- | H3AsO3 | 25 | (I) | *6·10-10* | *9,2* |
| 16 | (II) | 1,7·10-14 | 13,77 |
| Оловянистая | H2SnO2 | 18 |  | *6·10-18* | *17,2* |
| Оловянная | H2SnO3 | 25 |  | *4·10-10* | *9,4* |
| Свинцовистая | H2PbO2 | 18 |  | 2·10-16 | 15,7 |
| Селенистая | H2SeO3 | 25 | (I) | *3,5·10-3* | *2,46* |
| 25 | (II) | *5·10-8* | *7,3* |
| Селеновая | H2SeO4 | 25 | (I) | 1·103 | -3 |
| 25 | (II) | 1,2·10-2 | 1,9 |
| Селеноводородная | H2Se | 18 | (I) | *1,7·10-4* | *3,77* |
| 18 | (II) | *1·10-11* | *11,0* |
| Серная | H2SO4 | 25 | (I) | 1·103 | -3 |
| 25 | (II) | 1,2·10-2 | 1,9 |
| Сернистая | H2SO3 | 25 | (I) | 1,58·10-2 | 1,8 |
| 25 | (II) | 6,31·10-8 | 7,2 |
| Сероводородная | H2S | 25 | (I) | 6·10-8 | 7,2 |
| 25 | (II) | 1·10-14 | 14,0 |
| Сурьмяная, орто- | H3SbO4 | 18 |  | *4·10-5* | *4,4* |
| Сурьмянистая, мета- | HSbO2 | 18 |  | *1·10-11* | *11,0* |
| Теллуристая | H2TeO3 | 25 | (I) | *3·10-3* | *2,5* |
| 25 | (II) | *2·10-8* | *7,7* |
| Теллуровая | H2TeO4 | 25 | (I) | 2,29·10-8 | 7,64 |
| 18 | (II) | 6,46·10-12 | 11,19 |
| Теллуроводородная | H2Te | 25 |  | 1·10-3 | 3,0 |
| Тиосерная | H2S2O3 | 25 | (I) | 2,2·10-1 | 0,66 |
| 25 | (II) | 2,8·10-2 | 1,56 |
| Тиоциановодородная | HNCS | 18 |  | *1,4·10-1* | *0,85* |
| Угольная  «истинная» «кажущиеся» | H2CO3 |  |  |  |  |
| 25 | (I) | 1,32·10-4 | 3,88 |
| 25 | (I) | 4,45·10-7 | 6,35 |
| 25 | (II) | 4,69·10-11 | 10,33 |
| Фосфористая, орто- | H3PO3 | 25 | (I) | 1,6·10-3 | 1,80 |
| 25 | (II) | 6,3·10-7 | 6,2 |
| Фосфорная, орто- | H3PO4 | 25 | (I) | 7,52·10-3 | 2,12 |
| 25 | (II) | 6,31·10-8 | 7,20 |
| 25 | (III) | 1,26·10-12 | 11,9 |
| Фосфорная, пиро- (пирофосфорная) | H4P2O7 | 18 | (I) | 1,4·10-1 | 0,85 |
| 25 | (II) | 1,1·10-2 | 1,95 |
| 25 | (III) | 2,1·10-7 | 6,68 |
| 25 | (IV) | 4,1·10-10 | 9,39 |
| Фосфорноватистая | H3PO2 | 25 |  | 7,9·10-2 | 1,1 |
| Фторноводородная (плавиковая) | HF | 25 |  | 6,61·10-4 | 3,18 |
| Хлорноватистая | HСlO | 25 |  | 5,01·10-8 | 7,3 |
| Хлороводородная (соляная) | HCl | 25 |  | 1·107 | -7 |
| Хромовая | H2CrO4 | 25 | (I) | 1·10 | -1 |
| 25 | (II) | 3,16·10-7 | 6,50 |
| Циановодородная (синильная) | HCN | 25 |  | 7,9·10-10 | 9,1 |

## Константы диссоциации (основности) неорганических оснований

| Основание | Формула | t, oC | Kb | | pKb |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Гидразин | N2H4·H2O | 25 |  | *1,2·106* | *5,9* |
| Гидроксиды | | | | | |
| алюминия | Al(OH)3 | 25 | (III) | *1,38·10-9* | *8,86* |
| аммония  «истинная» «кажущаяся» | NH4OH |  |  |  |  |
| 25 |  | 6,3·10-5 | 4,2 |
| 25 |  | 1,79·10-5 | 4,75 |
| бария | Ba(OH)2 | 25 |  | 2,3·10-1 | 0,64 |
| ванадия (III) | V(OH)3 | 25 | (III) | *8,3·10-12* | *11,08* |
| галлия | Ga(OH)3 | 18 | (II) | 1,6·10-11 | 10,8 |
| 18 | (III) | 4·10-12 | 11,4 |
| железа (II) | Fe(OH)2 | 25 | (II) | *1,3·10-4* | *3,89* |
| железа (III) | Fe(OH)3 | 25 | (II) | *1,82·10-11* | *10,74* |
| 25 | (III) | *1,35·10-12* | *11,87* |
| кадмия | Cd(OH)2 | 30 | (II) | *5,0·10-3* | *2,30* |
| кальция | Ca(OH)2 | 25 | (II) | 4,3·10-2 | 1,37 |
| кобальта (II) | Co(OH)2 | 25 | (II) | *4·10-5* | *4,4* |
| лантана | La(OH)3 | 25 | (III) | 5,2·10-4 | 3,30 |
| лития | LiOH | 25 |  | 6,75·10-1 | 0,17 |
| магния | Mg(OH)2 | 25 | (II) | *2,5·10-3* | *2,60* |
| марганца (II) | Mn(OH)2 | 30 | (II) | *5,0·10-4* | *3,30* |
| меди (II) | Cu(OH)2 | 25 | (II) | *3,4·10-7* | *6,47* |
| натрия | NaOH | 25 |  | 5,9 | -0,77 |
| никеля | Ni(OH)2 | 30 | (II) | *2,5·10-5* | *4,6* |
| свинца | Pb(OH)2 | 25 | (I) | *9,6·10-4* | *3,02* |
| скандия | Sc(OH)3 | 25 | (II) | *7,6·10-10* | *9,12* |
| стронция | Sr(OH)2 | 25 | (II) | 1,50·10-1 | 0,82 |
| таллия (I) | TlOH | 25 |  | > 10-1 | < 1 |
| тория | Th(OH)4 | 25 | (IV) | *2,0·10-10* | *9,70* |
| хрома (III) | Cr(OH)3 | 25 | (III) | *1,02·10-10* | *9,99* |
| цинка | Zn(OH)2 | 25 | (II) | *4·10-5* | *4,4* |
| Гидроксиламин | NH2OH⋅H2O | 25 |  | 9,33·10-9 | 8,03 |

**Названия кислот и кислотных остатков**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Кислота** |  | **Кислотный остаток** | **Название солей** |
| (HAlO2) | Метаалюминиевая | AlO2– | Метаалюминат |
| HAsO3 | Метамышьяковая | AsO3– | Метаарсенат |
| H3AsO4 | Ортомышьяковая | AsO43– | Ортоарсенат |
| HAsO2 | Метамышьяковистая | AsO2– | Метаарсенит |
| H3AsO3 | Ортомышьяковистая | AsO33– | Ортоарсенит |
| HBO2 | Метаборная | BO2– | Метаборат |
| H3BO3 | Ортоборная | BO33– | Ортоборат |
| H2B4O7 | Тетрарехборная | B4O72– | Тетраборат |
| HBrO | Бромноватистая | BrO– | Гипобромит |
| HBrO3 | Бромноватая | BrO3– | Бромат |
| CH3COOH | Уксусная | CH3COO– | Ацетат |
| H2CO3 | Угольная | CO32– | Карбонат |
| H2C2O4 | Щавелевая | C2O42– | Оксалат |
| HClO | Хлорноватистая | ClO– | Гипохлорит |
| HClO2 | Хлористая | ClO2– | Хлорит |
| HClO3 | Хлорноватая | ClO3– | Хлорат |
| HClO4 | Хлорная | ClO4– | Перхлорат |
| (HCrO2) | Метахромистая | CrO2– | Метахромит |
| H2CrO4 | Хромовая | CrO42– | Хромат |
| H2Cr2O7 | Двухромовая | Cr2O72– | Дихромат |
| HIO | Иодноватистая | IO– | Гипоиодит |
| HIO3 | Иодноватая | IO3– | Иодат |
| HIO4 | Метаиодная | IO4– | Метапериодат |
| H5IO6 | Ортоиодная | IO65– | Ортопериодат |
| HMnO4 | Марганцовая | MnO4– | Перманганат |
| (H2MnO4) | Марганцовистая | MnO42– | Манганат |
| H2MoO4 | Молибденовая | MoO42– | Молибдат |
| HNO2 | Азотистая | NO2– | Нитрит |
| HNO3 | Азотная | NO3– | Нитрат |
| HPO3 | Метафосфорная | PO3– | Метафосфат |
| H3PO4 | Ортофосфорная | PO43– | Ортофосфат |
| H4P2O7 | Дифосфорная (пирофосфорная) | P2O74– | Дифосфат (пирофосфат) |
| H3PO3 | Фосфористая | НPO32– | Фосфит |
| H3PO2 | Фосфорноватистая | H2PO2– | Гипофосфит |
| H2SO3 | Сернистая | SO32– | Сульфит |
| H2SO4 | Серная | SO42– | Сульфат |
| H2S2O3 | Тиосерная | S2O32– | Тиосульфат |
| H2S2O7 | Дисерная (пиросерная) | S2O72– | Дисульфат (пиросульфат) |
| H2S2O8 | Пероксодисерная (надсерная) | S2O82– | Пероксодисульфат (персульфат) |
| H2SeO3 | Селенистая | SeO32– | Селенит |
| H2SeO4 | Селеновая | SeO42– | Селенат |
| H4SiO4 | Ортокремниевая | SiO44– | Ортосиликат |
| H2SiO3 | Метакремниевая | SiO32– | Метасиликат |
| (HVO3) | Ванадиевая | VO3– | Ванадат |
| (H2WO4) | Вольфрамовая | WO42– | Вольфрамат |

## Термодинамические константы

| Вещество | | ΔHo298, кДж/моль | ΔGo298, кДж/моль | So298, Дж/моль⋅К |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | BaCO3 (к) | -1219 | -1139 | 112 |
| BaO (к) | -558,1 | -528,4 | 70,3 |
| CO2 (г) | -393,51 | -394,38 | 213,68 |
| CoCO3 (к) | -722,6 | -651,0 | — |
| CoO (к) | -239,3 | -213,4 | 43,9 |
| Cs2CO3 (к) | — | -1039 | 188,7 |
| Cs2O (к) | -317,6 | -274,5 | 123,8 |
| FeCO3 (к) | -738,15 | -665,1 | 95,4 |
| FeO (к) | -264,8 | -243,3 | 60,75 |
| MgCO3 (к) | -1113 | -1029,3 | 65,7 |
| MgO (к) | -601,8 | -569,6 | 26,9 |
| Na2CO3 (к) | -1131,0 | -1047,5 | 136,4 |
| Na2O (к) | -416,0 | -377,1 | 75,27 |
| С4Н10 | -126,15 | -17,19 | 310,12 |
| С2Н6 | -84,67 | -32,93 | 229,49 |
| С3Н8 | -103,85 | -23,53 | 269,94 |
| С2Н4 | 52,30 | 68,14 | 219,45 |
| С3Н6О | -217,60 | -153,00 | 295,00 |
| С7Н8 | 50,00 | 122,03 | 320,66 |
| С5Н12 | -173,33 | -9,66 | 262,80 |
| С6Н14 | -167,20 | -0,32 | 388,40 |
| С6Н6 | 82,00 | 129,70 | 269,20 |
| С8Н10 | 29,80 | 130,60 | 360,50 |

**Произведение растворимости**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вещество | ПР | Вещество | ПР |
| Ag2CrO4 | 1.1·10-12 | Ca(IO3)2 | 7.0·10-7 |
| Ag2Cr2O7 | 1·10-10 | Co(OH)2 | 6.3·10-15 |
| Ag3AsO3 | 1·10-17 | Cu(IO3)2 | 7.4·10-8 |
| Ag3AsO4 | 1·10-22 | Cu(OH)2 | 2.2·10-13 |
| Ag2C2O4 | 3.5·10-11 | Ba(BrO3)2 | 5.5·10-6 |
| Ag2MoO4 | 2.8·10-12 | BiI3 | 8.1·10-19 |
| Ag2SO4 | 1.6·10-5 | Fe(OH)2 | 3·10-10 |
| Li3PO4 | 3.2·10-9 | Mg(OH)2 | 2.7·10-9 |
| Mn(OH)2 | 1.5·10-9 | Pb(BrO3)2 | 8.0·10-6 |
| Pb(IO3)2 | 2.6·10-13 | Tl3PO4 | 6.7·10-8 |